هيدروجين

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة عن عنصر الهيدروجين (**H**). لتصفح عناوين مشابهة، انظر هيدروجين (توضيح).

هيليوم → **هيدروجين** ← -	
المظهر	
غاز عديم اللون ذو وميض أرجواني في حالة البلازما	

الخطوط الطيفية للهيدروجين [ملاحظة 1]

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	هيدروجين، 1، H
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 1، s
الكتلة الذرية	1.008 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
اللون	عديم اللون
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 0.08988 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	0.07 (0.0763 صلب)[1] غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الغليان	0.07099 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	13.81 ك[2]، -259.34 °س[2]
نقطة الغليان	20.28 ك[2]، -252.87 °س[2]
نقطة ثلاثية	13.8033 كلفن (-259°س)، 7.042 كيلوباسكال
النقطة الحرجة	32.97 ك، 1.293 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	0.117 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	0.904 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	28.836 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)					15	20

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1، -1
الكهرسلبية	2.20 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1312.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	31±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	120 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[3]
الناقلية الحرارية	0.1805 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 27 °س) 1310 متر/ثانية
رقم CAS	1333-74-0
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الهيدروجين	

النظير	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^1H	99.985%	^1H هو نظير مستقر وله 0 نيوترون			
^2H	0.015%	^2H هو نظير مستقر وله 1 نيوترون			
^3H	نادر	12.32 سنة	β^-	0.01861	^3He

ع · ن · ت

الهيدروجين [ملاحظة 2] هو عنصر كيميائي له الرمز **H** وله العدد الذرّي 1. يقع الهيدروجين في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الأولى وفوق عناصر المجموعة الأولى. في الظروف القياسيّة من الضغط والحرارة يكون الهيدروجين غازًا عديم اللون والرائحة، سريع الاشتعال، غير سام، ثنائي الذرّة أحادي التكافؤ له الصيغة الجزيئيّة H_2. أكثر نظائر الهيدروجين وفرةً هو *البروتيوم*، الذي له الرمز ^1H ويتألّف من بروتون واحد فقط دون وجود نيوترونات في النواة.

يعدّ الهيدروجين أخفّ العناصر الكيميائيّة وأكثرها وفرةً في الكون، حيث يشكّل 75% من حجم الكون.[4] إنّ أغلب الهيدروجين الموجود على الأرض يكون على شكل جزيئي وذلك بدخوله على شكل رابطة تساهمية في بنية الماء ومعظم المركبات العضويّة.

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

الاكتشاف وأصل التسمية [عدل]

هنري كافيندش، مكتشف الهيدروجين

يعود الفضل في اكتشاف الهيدروجين إلى العالم هنري كافيندش وذلك عام 1766 حيث عرف الهيدروجين لأوّل مرّة كمادة متميّزة عن غيرها من الغازات القابلة للاشتعال.[5] سمّى كافيندش الغاز المنطلق الناتج عن تفاعل الفلزّات مع الأحماض الممدّدة *بالهواء القابل للاشتعال*،[6] وافترض أنّ هذه المادّة مماثلة للمادّة الافتراضيّة فلوجستون،[7] وفي عام 1781 اكتشف أنّ هذا الغاز يعطي باحتراقه الماء، لذلك ينسب اكتشاف هذا العنصر له.[8][9]

في عام 1783، قام العالم أنطوان لافوازييه بمنح العنصر المكتشف اسم الهيدروجين، وذلك باشتقاق التسمية من الإغريقيّة، حيث أن لفظة هيدرو ὕδωρ تعني ماء ولفظة جين γενῆς تعني مكوّن أو مولّد أو مشكّل،[10] وذلك عندما قام هو وبيير لابلاس بإعادة تجربة كافنديش بتشكيل الماء عند حرق الهيدروجين.[9]

أنطوان لافوازييه، مقترح تسمية الهيدروجين

سُيّل الهيدروجين لأوّل مرّة عام 1898 من قبل جيمس ديوار باستعمال التبريد لتسييل الغاز وبحفظه في إناء ديوار.[9] في العام التالي قام ديوار بتحضير الهيدروجين الصلب. اكتشف نظير الهيدروجين المسمّى ديوتيريوم من قبل هارولد يوري عام 1931، في حين أنّ النظير الآخر تريتيوم اكتشف عام 1934 من قبل إرنست رذرفورد ومارك أوليفانت وباول هارتيك.[8]

كان نفخ المناطيد من أوّل استخدامات الهيدروجين، وكان جاك شارل أوّل من قام بهذا العمل وذلك عام 1783.[9] بناء على هذه الفكرة قام الكونت الألماني فرديناند فون زبلين بتسويق فكرة المناطيد المزوّدة بالهيدروجين، حيث أسّس لاحقاً شركة متخصّصة بهذا الشأن أسماها على اسمه مناطيد زبلين، والتي كانت الرحلة الأولى لها عام 1900.[9] إلّا أنّ هذه المناطيد لم تكن آمنة وتراجع استخدامها بعد حادث تحطم هيندنبورغ.[9]

دوره في نظريّة الكم [عدل]

نظراً للبنية الذريّة البسيطة لذرة الهيدروجين حيث تتألّف من بروتون واحد وإلكترون واحد، فإنّها استخدمت لتفسير نظرية البنية الذرّيّة، وذلك عن طريق تفسير طيف إصدار الهيدروجين في المجال المرئي.[11] تعدّ ذرّة الهيدروجين على سبيل المثال، الذرّة الوحيدة المعتدلة التي لها حلّ في معادلة شرودنغر.

الوفرة الطبيعيّة [عدل]

في الكون [عدل]

يعدّ الهيدروجين بالشكل الذرّي H أكثر العناصر الكيميائيّة وفرةً في الكون حيث يشكّل 75% من الكتلة بالنسبة لباقي العناصر، وفي نفس الوقت أكثر من 90% بالنسبة لعدد ذرّات العناصر في الكون. تجدر الإشارة بأنّ معظم كتلة الكون توجد على شكل مغاير للمادّة الموجودة على الأرض وذلك من حيث ارتباط العناصر، ولكن يعتقد أنّها توجد على شكل مادة و طاقة مظلمة.[12] يوجد عنصر الهيدروجين بكمّيّات كبيرة في النجوم والعمالقة الغازيّة، كما تلعب السحب الجزيئيّة للهيدروجين H_2 دوراً في ولادة النجوم وفي تزويدها بالوقود اللازم من خلال سلسلة تفاعل بروتون-بروتون ومن خلال دورة كربون-نيتروجين-أكسجين CNO لتشكيل الهيليوم عن طريق الاندماج النووي.[13] إنّ عنصر الهيدروجين الموجود على مدى الكون يكون في الحالة الذرية وفي حالة البلازما واللتان تختلفان بخواصهما عن شكل الهيدروجين الجزيئي. في حالة البلازما مثلاً، فإنّ إلكترون وبروتون الهيدروجين غير مرتبطين ببعضهما البعض، إنّما في حالة سحابة متداخلة، ممّا يمنحه ناقلية كهربائية وإشعاعيّة عالية كحالته في النجوم مثل الشمس، وتدعى حالته تلك باسم أنيون الهيدروجين. هذه الجسيمات المشحونة تتأثّر بالمجالات المغناطيسيّة والكهربائيّة، كما يحدث في الرياح الشمسيّة التي تتأثّر بالغلاف المغناطيسي للأرض مشكّلةً تيارات بيركلاند والشفق القطبي. بالمقابل، فإنّ الحالة الذرّيّة المعتدلة للهيدروجين تكثر في الأوساط بين النجميّة، حيث أنّ أنظمة لايمان-ألفا الممتدّة توجد فيها كمّيّات كبيرة من الهيدروجين الذرّي المعتدل مشكّلة قسماً كبيراً من كثافة الباريونات الكونيّة حيث تؤدّي إلى حدوث انزياح أحمر بمقدار z=4 في الكون.[14]

NGC 604: منطقة عملاقة من الهيدروجين المتأيّن في مجرة المثلث.

يتوافر الهيدروجين خارج الأنظمة النجميّة على شكل سحب غازيّة، وذلك في مناطق الهيدروجين I حيث يوجد على شكل ذرّي معتدل غير متأيّن. هذه المناطق تصدر إشعاعاً له تردّد 1420 ميغا هرتز، والذي يسمّى خط هيدروجين. هذا الإشعاع يمكّن من تحديد مواقع تركّز الهيدروجين في الكون. بالمقابل، فإنّ السحب الغازيّة المتأيّنة للهيدروجين تسمى مناطق هيدروجين II. في هذه المناطق الأخيرة تصدر النجوم إشعاعاً بكمّيّات كبيرة، ممّا يمكن من إجراء البحث حول تركيب المادّة المكوّنة للوسط بين النجمي.

يوجد شكل جزيئي للهيدروجين على نمط كاتيون ثلاثي الهيدروجين H_3^+ وذلك في الوسط بين النجمي نتيجة تأيّن الهيدروجين الجزيئي بالأشعّة الكونيّة. لوحظ وجود هذا الكاتيون في طبقات الغلاف الجوي العليا لكوكب المشتري. إنّ هذا الكاتيون يلعب دوراً مهمّاً في كيمياء الوسط بين النجمي.[15] إنّ النمط المعتدل من الهيدروجين ثلاثي الذرة يصعب وجوده في الحالة المستقرّة،[16] بالمقابل، فإنّ الكاتيون ثنائي الهيدروجين H^{+2} نادر الوجود في الكون.

على الأرض [عدل]

ضمن الشروط الطبيعيّة على الكرة الأرضيّة فإنّ عنصر الهيدروجين يوجد بالشكل الحرّ على نمط غازي ثنائي الذرة H_2 ولكن بشكل نادر جداً، حيث يشكّل جزء واحد من المليون بالنسبة للحجم في الغلاف الجوّي. ينتج غاز الهيدروجين طبيعيّاً من بعض البكتريا والطحالب. بالمقابل، فإنّ عنصر الهيدروجين يوجد بوفرة كبيرة على سطح الأرض وذلك عندما يرتبط على شكل مركّبات كيميائيّة مثل الهيدروكربونات والماء،[17] حيث يعدّ بذلك ثالث أكثر العناصر وفرةً على سطح الأرض وذلك بعد الأكسجين والسيليكون.[18][19] إنّ أكثر من نصف المعادن المكتشفة لحدّ الآن تحوي في تركيبها على الهيدروجين.[20]

الإنتاج [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **إنتاج الهيدروجين**.

في المختبر [عدل]

توجد عدة طرق مستخدمة في المختبرات الكيميائيّة لإنتاج كمّيّات صغيرة من غاز الهيدروجين، لكنّها ليست مناسبة للتطبيق على مستوى صناعي.

تفاعل الفلزّات مع الأحماض [عدل]

يحضّر الهيدروجين H_2 مخبريّاً من تفاعل الأحماض الممدّدة مع فلزّات نشيطة مثل الحديد أو المغنيسيوم أو القصدير أو الزنك كما في التفاعل:

$$Zn + 2\,H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

يجب الانتباه إلى أنّ الفلزّات القلويّة والقلويّة الترابيّة تطلق الهيدروجين بشدّة، ممّا يجعل من الصعب السيطرة على التفاعل.[19] أمّا المعادن الأخرى مثل الفضّة والذهب والزئبق والنحاس فهي لا تطلق الهيدروجين بتفاعلها مع الأحماض.

أثر الماء على هيدريدات الفلزّات [عدل]

ينتج الهيدروجين مخبريّاً من أثر الماء على هيدريدات الفلزّات بتفاعل حلمهة كما في تفاعل الماء مع هيدريد الصوديوم أو هيدريد الكالسيوم:[19]

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$$
$$CaH_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

أثر الفلزّات المذبذبة على القواعد [عدل]

ينتج الهيدروجين مخبريّاً من أثر بعض الفلزّات المذبذبة على القواعد:[19]

$$Zn + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2$$

صناعيّاً [عدل]

من الماء [عدل]

ينتج الهيدروجين من إجراء عمليّة تحليل كهربائي للماء، وهي طريقة قديمة بسيطة يمكن تطبيقها بتمرير تيار كهربائي بين قطبين كهربائيين مغموسين في الماء.

$$2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,H_2(g) + O_2(g)$$

نتيجة لذلك يتشكّل الهيدروجين على المهبط في حين أنّ الأكسجين يتشكّل على المصعد. يصنع المهبط عادةً من البلاتين أو أيّ فلز خامل آخر. لا يمكن الاعتماد على هذه العمليّة لإنتاج الهيدروجين صناعيّاً لأنّها غير مجدية اقتصاديّاً، وذلك للطاقة الكبيرة المستهلكة لإجراء العمليّة، ولحدوث تفاعلات جانبيّة تقلّل من الكفاءة. إنّ الكفاءة النظريّة للعمليّة تقع ضمن مجال يتراوح بين 80–94%.[21] ينتج الهيدروجين أيضاً من التحليل الكهربائي للأجاج أثناء إنتاج الكلور.[22]

لا زالت الأبحاث جارية لزيادة فعّالية العمليّة، من بينها بحث نشر عام 2007 يتضمّن وصف طريقة استخدام سبيكة من الألومنيوم والغاليوم على شكل حبيبات تضاف إلى الماء لتوليد الهيدروجين. هذه العمليّة تشكّل الألومينا بالإضافة إلى الغاليوم الذي يمنع تشكّل طبقة الأكسيد على الحبيبات ممّا يمكن من إعادة استخدامها. هذه الطريقة توفّر أحد المقترحات لصالح اقتصاد الهيدروجين بحيث أنّ الهيدروجين يولّد في الموقع دون الحاجة لنقله.[23]

من الطرق الأخرى التي لا تزال ضمن موضوع البحث استخدام طرق كيميائيّة حراريّة لإنتاج الهيدروجين من الطاقة الشمسيّة لتحليل الماء دون استخدام الكهرباء كمصدر للطاقة.[24] هنالك أكثر من 200 طريقة لا تزال ضمن دائرة البحث العلمي. تدعى هذه الطرق بالدورات الكيميائية الحرارية.[25] من الأمثلة المقترحة: دورة أكسيد الحديد و دورة أكسيد السيريوم الرباعي-أكسيد السيريوم الثلاثي ودورة زنك-أكسيد الزنك ودورة كبريت-يود ودورة نحاس-كلور ودورة الكبريت الهجينة.

من الوقود الأحفوري [عدل]

إنّ أكثر الطرق كفاءةً من الناحية الاقتصاديّة لإنتاج الهيدروجين هي عمليّة إصلاح بخاري للهيدروكربونات وخاصّة بالنسبة للغاز الطبيعي.[26] ينتج الهيدروجين في هذه العمليّة كناتج ثانوي حيث يمرّر بخار الماء عند درجات حرارة مرتفعة تتراوح بين 700 إلى 1000°س على الهيدروكربونات (غاز الميثان في المثال أدناه) وينتج بذلك غاز الاصطناع، وهو مزيج من الهيدروجين وأحادي أكسيد الكربون.

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3\,H_2$$

هذا التفاعل يفضّل إجراؤه تحت ضغوط منخفضة ولكن عمليّاً يجرى تحت ضغوط مرتفعة (حوالي 2 ميغا باسكال)، لأنّ تسويق الهيدروجين المضغوط أسهل، ولأنّ أنظمة وحدات الامتزاز بالضغط المتأرجح تعمل بشكل أفضل عند ضغوط مرتفعة. يستعمل غاز الاصطناع بشكل رئيسي لإنتاج الميثانول والمركّبات المتعلّقة.

تتضمّن عمليّة الإصلاح البخاري استخدام زيادة من بخار الماء، ولضبط كمّيّة الغازين إلى بعضهما البعض يستخدم تفاعل انزياح ماء-غاز لتوليد كمّيّة إضافيّة من الهيدروجين، وذلك بوجود حفّاز من أكسيد الحديد. هذا التفاعل بدوره يعدّ طريقة صناعيّة لتحضير ثنائي أكسيد الكربون.[26]

$$CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$$

من إحدى الطرق الأخرى المهمّة لإنتاج الهيدروجين هي الأكسدة الجزئيّة للهيدروكربونات:[27]

$$2\,CH_4 + O_2 \longrightarrow 2\,CO + 4\,H_2$$

واستخدام الفحم كإحدى المواد الأوليّة لتفاعل انزياح ماء-غاز:[26]

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

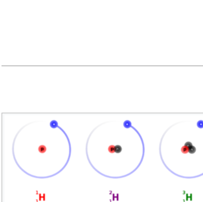
ينتج الهيدروجين أحياناً في العمليّات الصناعيّة ويستهلك في نفس العمليّة دون الحاجة إلى فصله. ففي عمليّة هابر لإنتاج الأمونيا يتولّد الهيدروجين من الغاز الطبيعي لاستخدامه من أجل الإنتاج.[28]

طرائق بديلة [عدل]

يجري البحث في الوقت الراهن على إيجاد طرق بديلة لإنتاج الهيدروجين نتيجة ازدياد الطلب على مصادر الطاقة إمّا باستخدام الأشنيات الخضراء أو الأنزيمات. من الاقتراحات التي ظهرت مؤخراً عام 2014 استخدام طريقة محفّزة أنزيمياً لتحويل الزيلوز إلى الهيدروجين. تتضمّن العمليّة استخدام 13 أنزيم من ضمنها زيلولوكيناز *Xylulokinase* متعدد الفوسفات.[29][30]

النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر الهيدروجين**.



نظائر الهيدروجين: البروتيوم والديوتيريوم والتريتيوم

للهيدروجين ثلاثة نظائر رئيسيّة وهي ^1H ويدعى البروتيوم وله الرمز H، و^2H ويدعى ديوتيريوم وله الرمز D، و^3H ويدعى تريتيوم وله الرمز T. وبذلك يعدّ الهيدروجين العنصر الوحيد الذي لنظائره أسماء مختلفة، حيث أنّ أسماء نظائر باقي العناصر يشار إليها باسم العنصر مرفقاً بعدد النيوترونات في النواة.

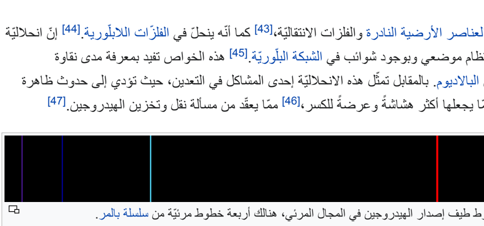
النظير	الاسم	الرمز	الخواص
^1H	بروتيوم	H	أكثر نظائر الهيدروجين ثباتاً وأخفّها [31]، وله نواة ذرة تتكون من بروتون واحد، ويستخدم الاسم **بروتيوم** للتعبير عن هذا النظير (اسم غير شائع الاستخدام).[32] لهذا النظير وفرة نسبيّة مقدارها 99.98%.
^2H	ديوتيريوم	D	للنظير ^2H نيوترون بالإضافة إلى البروتون الموجود في النواة، ويسمى **ديوتيريوم** وله الرمز D. وهو يشكل 0.015% من ذرّات الهيدروجين في الطبيعة. إنّ الديوتيريوم عبارة عن نظير غير مشعّ ولا يشكّل خطراً على جسم الإنسان. تستخدم المركّبات الموسومة بالديوتيريوم في تجارب مطيافية الرنين المغناطيسي النووي.[33] يدعى الماء الذي تكون جزيئاته مخصّبة بالديوتيريوم D مكان الهيدروجين (البروتيوم) H باسم الماء الثقيل. والديوتيريوم قليل جدًا في الماء، إذ توجد منه ذرّة واحدة فقط مقابل 6700 ذرة من البروتيوم.[31] يستعمل الماء الثقيل في المفاعلات النوويّة كمهدّئ للنيوترونات وكمادّة تبريد. يعدّ الديوتيريوم كأحد الاحتمالات الممكنة للاستخدام كوقود للاندماج النووي.[34]
^3H	تريتيوم	T	للنظير ^3H نواة تتكون من نيوترونين اثنين وبروتون واحد، ويعرف باسم **تريتيوم** وله الرمز T. يعدّ التريتيوم نظيراً مشعّاً ويضمحلّ عبر إشعاع بيتا إلى النظير هيليوم-3 وذلك بعمر نصف مقداره 12.32 سنة.[17] يوجد التريتيوم في الطبيعة بنسبة ضئيلة جدّاً وذلك من أثر الأشعّة الكونيّة على غازات الغلاف الجوي.[31][35] أدّت التجارب النوويّة إلى إصدار نسبة من التريتيوم في الطبيعة.[36] يستخدم التريتيوم في مفاعلات الاندماج النووي،[37] وكمادّة تتبّع في جيوكيمياء النظائر[38] وفي إضاءة التريتيوم[39] وكمادّة للوسم الإشعاعي في التجارب الكيميائيّة والحيويّة.[40]

للهيدروجين نظائر مشعّة أخرى لا توجد في الطبيعة وهي هيدروجين-4 ^4H و هيدروجين-5 ^5H و هيدروجين-6 ^6H بالإضافة إلى هيدروجين-7 ^7H المصطنع حديثاً.[41][42]

الخواص الفيزيائيّة [عدل]

الهيدروجين أخفّ العناصر الكيميائيّة على الإطلاق وأقلّها كثافةً حيث يتكوّن من بروتون وإلكترون واحد. في درجة الحرارة والضغط القياسيّين يكون الهيدروجين على شكل غاز ثنائي الذرة. يعدّ غاز الهيدروجين H_2 أخفّ من الهواء بحوالي 14 مرة، وله درجة غليان مقدارها 21.15 كلفن (−252 °س) ودرجة انصهار 14.02 كلفن (−259 °س). تبلغ انحلاليّة (ذوبانيّة) الهيدروجين في الماء حوالي 1.6 مغ/ل. يتميّز الهيدروجين عن باقي الغازات أنّ له أكبر قدرة على الانتشار، وأنّ له أعلى ناقلية حرارية وأنّ له أكبر قدرة على التدفق، كما أنّ له لزوجة منخفضة نسبيّاً.

إنّ الهيدروجين له قابليّة عالية للانحلال في العناصر الأرضيّة النادرة والفلزات الانتقاليّة،[43] كما أنّه ينحلّ في الفلزّات اللابلّوريّة.[44] إنّ انحلاليّة الهيدروجين في الفلزّات تتأثّر بوجود عدم انتظام موضعي وبوجود شوائب في الشبكة البلّوريّة.[45] هذه الخواص تفيد بمعرفة مدى نقاوة الهيدروجين بتمريره عبر أقراص ساخنة من البالاديوم. بالمقابل تمثّل هذه الانحلاليّة إحدى المشاكل في التعدين، حيث تؤدّي إلى حدوث ظاهرة التقصّف الهيدروجيني للعديد من الفلزّات، ممّا يجعلها أكثر هشاشةً وعرضةً للكسر،[46] ممّا يعقّد من مسألة نقل وتخزين الهيدروجين.[47]



خطوط طيف إصدار الهيدروجين في المجال المرئي، هنالك أربعة خطوط مرئيّة من سلسلة بالمر.

يظهر الهيدروجين خطوط طيفيّة مميّزة في المجال المرئي، تدعى بسلسلة بالمر، والتي تقع عند 656 و 486 و 434 و 410 نانومتر. هنالك أيضاً سلسلة من الخطوط الطيفيّة للهيدروجين واقعة ضمن مجال الأشعّة تحت الحمراء (وهي: سلسلة باشن وسلسلة براكيت وسلسلة بفوند) بالإضافة إلى الخطوط الواقعة ضمن مجال الأشعة فوق البنفسجيّة (سلسلة لايمان) وذلك بالنسبة للطيف كهرومغناطيسي.

يبدي الهيدروجين H_2 ضمن حقل مغناطيسي خاصيّة مغناطيسية معاكسة ضعيفة جداً، حيث أنّ القابليّة المغناطيسيّة له χ_m يبلغ مقدارها -2.2×10^{-9}. يعدّ الهيدروجين عازلاً للتيار الكهربائي، حيث أنّ شدة العزل له كبيرة في الحقول الكهربائيّة.

أطوار الهيدروجين [عدل]

وعاء تخزين للهيدروجين السائل

يوجد الهيدروجين في الشروط القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز ثنائي الذرة H_2. عند درجات حرارة أقلّ من 21.15 كلفن يتكاثف الهيدروجين إلى سائل عديم اللون يدعى بالهيدروجين السائل ويرمز له LH_2. يبدأ الهيدروجين بتشكيل بلّورات صلبة عند درجة حرارة مقدارها 14.02 كلفن (−259.2 °س) ويتشكّل عندها مزيج من الهيدروجين السائل والهيدروجين الصلب، والذي يدعى *بالطين الهيدروجيني*. عند درجات حرارة أقلّ من 14.02 كلفن يوجد الهيدروجين بالشكل الصلب فقط.

بخلاف الهيليوم الذي يبدي عند تسييله ميوعة فائقة فإنّ الهيدروجين لا يبدي هذه الخاصيّة. تعدّ النقطة الثلاثيّة للهيدروجين، حيث توجد الأطوار الثلاثة للهيدروجين في حالة توازن، إحدى النقاط الثابتة في مقياس درجة الحرارة العالمي ومقدارها 13.8033 كلفن عند ضغط 7.042 كيلو باسكال.[48] تقع النقطة الحرجة للهيدروجين عند درجة حرارة مقدارها 33.18 كلفن وذلك عند ضغط مقداره 13.0 بار.[48]

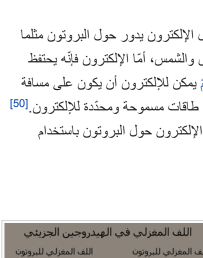
تنبّأ فريق بحث سوفييتي في السابق أنّ الهيدروجين يكتسب فجأة لدى تعريضه إلى ضغط يبلغ ثلاثة ملايين ضغط جوّي خاصّة غريبة وهي أنه يصبح ناقلاً للكهرباء كأيّ فلز من الفلزّات المعروفة.[31] تحت ظروف الضغط العالية، كالتي توجد في مركز العملاق الغازي يفقد الهيدروجين خواصه ويصبح على شكل هيدروجين فلزي. وتحت ظروف الضغط المنخفض كالتي توجد في الفضاء، يميل الهيدروجين لأن يتواجد على شكل ذرّات مفردة، نظراً لعدم وجود ظروف مناسبة لها لأن تتّحد. بالمقابل، تتكون سحب من الهيدروجين H_2 عند ولادة النجوم.

مستويات الطاقة الإلكترونيّة [عدل]

إنّ مستوى الطاقة للحالة الأرضيّة للإلكترون الموجود في ذرّة الهيدروجين يساوي 13.6 إلكترون فولت، والذي يعادل تقريباً طاقة فوتون من المنطقة فوق البنفسجيّة له طول موجة مقداره 92 نانو متر.[49]

يمكن عن طريق نموذج بور أن يتم حساب مستويات طاقة الهيدروجين بطريقة شبه دقيقة. ويتمّ ذلك بأن يجعل الإلكترون يدور حول البروتون مثلما تدور الأرض حول الشمس. ولكنّ الأرض لها مدار ثابت حول الشمس محكوم بقوى الجاذبية بين الأرض والشمس، أمّا الإلكترون فإنّه يحتفظ بمداره تحت تأثير القوة الكهرومغناطيسيّة. كما يوجد فرق كبير أخر بين النظامين، وهو أنه طبقاً لميكانيكا الكم يمكن للإلكترون أن يكون على مسافة ثابتة فقط من البروتون. وعند عمل تصوّر لذرّة الهيدروجين طبقاً لهذا النظام وفق نموذج بور فإنّ هنالك طاقات مسموحة ومحدّدة للإلكترون.[50] يمكن تقديم وصف أدقّ لذرّة الهيدروجين من خلال استعمال معادلة شرودنغر أو بحساب احتماليّة تواجد الإلكترون حول البروتون باستخدام حسابات فاينمان.[51]

أشكال ارتباط الهيدروجين الجزيئي [عدل]



أشكال ارتباط الهيدروجين الجزيئي، أورثو و بارا

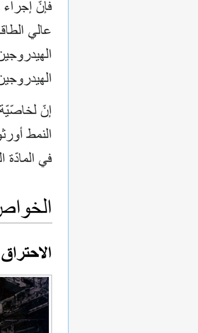
في الظروف العاديّة فإنّ غاز الهيدروجين الجزيئي H_2 عبارة عن خليط من نوعين يختلفان عن بعضهما البعض وذلك باتّجاه اللف المغزلي للبروتون. تدعى هاتان الحالتان أورثو وبارا.[52] في حالة الهيدروجين أورثو فإنّ البروتونين يقومان بلفّ مغزلي موازي، أمّا في حالة الهيدروجين بارا فإنّ اللفّ المغزلي لبروتوني النواة يكون باتّجاه معاكس.[53]

في الظروف القياسيّة يتكوّن الهيدروجين من 25% من النمط بارا و 75% من النمط أورثو.[54] تعتمد نسبة التوازن بين هذين الشكلين على درجة الحرارة، خاصّةً أنّ الهيدروجين أورثو له طاقة أكبر ويكون في الحالة المثارة، فبالتالي لا يكون مستقراً في حالته النقيّة. لذلك فإنّ إجراء عمليّة تكثيف سريعة للهيدروجين، تجعله حاوياً على نسبة أكبر من النمط أورثو عالي الطاقة، والذي يتحول ببطء إلى النمط بارا.[55] عند درجات حرارة منخفضة جدّاً فإنّ الهيدروجين يكون بشكل شبه حصري من النمط بارا. يمكن تمييز ظاهرة وجود أورثو/بارا الهيدروجين في المركّبات الحاوية على الهيدروجين مثل الماء أو مجموعة الميثيلين، ولكن لذلك تأثير ضئيل على خواصها الحراريّة.[56]

إنّ لخاصيّة تحوّل الهيدروجين المكثّف بين النمطين أورثو/بارا لها أهمّيّة في مجال تحضير وتخزين الهيدروجين السائل، حيث أنّ التحوّل من النمط أورثو إلى النمط بارا عمليّة ناشرة للحرارة، بحيث أنّها تقدّم حرارة كافية لتبخير قسم من الهيدروجين السائل، ممّا يؤدّي إلى حدوث خسارة في المادّة المسالة. من أجل ذلك تضاف حفّازات لعمليّة تحوّل أورثو/بارا مثل أكسيد الحديد الثلاثي وأكسيد الزنك.[57]

الخواص الكيميائيّة [عدل]

الاحتراق [عدل]



احتراق غاز الهيدروجين مع الأكسجين في محرّك مكوك الفضاء الرئيسي.

إنّ غاز الهيدروجين سريع الاشتعال ويحترق في الهواء ضمن مجال كبير من التركيز يتراوح بين 4% و 75% تركيز حجمي.[58] إنّ المحتوى الحراري القياسي للاحتراق بالنسبة لغاز الهيدروجين يبلغ −286 كيلوجول/مول.[59]

يحدث تفاعل الاحتراق وفق التفاعل:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(l)$$

يمكن أن يتشكّل مزيج انفجاري مع الهواء بتراكيز منخفضة من الهيدروجين وذلك بوجود مصدر حراري أو نتيجة تماس كهربائي. إنّ درجة حرارة الاشتعال الذاتي للهيدروجين تبلغ 500°س.[60] يصدر الهيدروجين بتفاعله مع كمّيّات كبيرة من الأكسجين عند الاحتراق لهباً لا يرى بالعين المجرّدة، لأنّ له إصدار في منطقة الأشعّة فوق البنفسجيّة، ممّا يتطلّب وجود كواشف خاصّة للهب من أجل الكشف عن الهيدروجين المحترق. في الشروط العادية يحترق الهيدروجين بلهب أزرق يشبه لهب احتراق الغاز الطبيعي.[61]

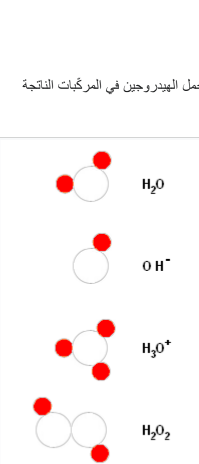
المركّبات الكيميائيّة [عدل]

العضويّة والتساهميّة [عدل]

يتفاعل غاز الهيدروجين مع العناصر المؤكسدة التي لها كهرسلبية كبيرة مثل الأكسجين حيث يتشكل الماء عن طريق مخلوط هيدروجين وأكسجين. كما يتفاعل مع الفلور والكلور ليشكّل الهاليدات الموافقة: فلوريد وكلوريد الهيدروجين، والتي تعدّ من الأحماض الأكّالة.[62] في هذه المركّبات يكون للهيدروجين شحنة جزيئيّة موجبة، وغالباً ما تكون له عدد أكسدة مقداره **+1**.[63] عند ارتباط الهيدروجين مع الأكسجين أو النتروجين أو الفلور فإنّ الهيدروجين يشكّل نوعاً من أنواع الروابط الكيميائيّة التي تدعى رابطة هيدروجينيّة، والتي لها أهمّيّة كبيرة في استقرار الجزيئات الحيويّة.[64][65] يشكّل الهيدروجين مع الكربون بالإضافة إلى عدة ذرّات غير متجانسة أخرى طيفاً واسعاً من المركّبات الكيميائيّة التي تدعى الهيدروكربونات، والتي تصنّف تحت المركّبات العضويّة.[66]

الهيدريدات [عدل]

يشكّل الهيدروجين مركّبات أيضاً مع عناصر لها كهرسلبيّة ضعيفة نسبيّاً مثل الفلزّات وأشباهها، حيث يحمل الهيدروجين في المركّبات الناتجة شحنة جزيئيّة سالبة H^-. تدعى هذه المركّبات باسم الهيدريدات.[67]



أشكال ارتباط الهيدروجين مع الأكسجين

غالباً ما يطلق اسم الهيدريدات عند ارتباط الهيدروجين مع عناصر المجموعة الأولى والثانية كما في مركّبات هيدريد الليثيوم وهيدريد الصوديوم وهيدريد الروبيديوم بالإضافة إلى هيدريد الكالسيوم. هنالك حالات قليلة يرتبط فيها الهيدروجين على شكل هيدريد مع فلزّات أخرى مثل الألومنيوم كما في هيدريد الألومنيوم وفي هيدريد ألومنيوم الليثيوم.

الأحماض [عدل]

إنّ أكسدة الهيدروجين تؤدّي إلى فقدان إلكترون ليعطي جسيم H^+ والذي لا يحتوي على أيّ إلكترون آخر وتتكوّن نواته من بروتون واحد، لذلك يدعى H^+ باسم البروتون، والذي له أهمّيّة كبيرة في تكوين الأحماض حسب نظرية برونستد-لوري والتي تكون فيها الأحماض مانحة للبروتون في حين أنّ القواعد مستقبلة للبروتون.

لا يمكن عزل البروتون في الأوساط المائيّة حيث يوجد على شكل أيون الهيدرونيوم H_3O^+. على أرض الواقع يوجد الهيدروجين على شكل أيونات أوكسونيوم أخرى في الأوساط الحمضيّة ومع مذيبات أخرى.[68][69]

الأكاسيد [عدل]

يعدّ الماء من الناحية الكيميائيّة النظريّة أكسيداً للهيدروجين، كما يعدّ الماء الأكسجيني، والذي اسمه العلمي بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2 عبارة عن بيروكسيد للهيدروجين.

هناك أيضاً مركّب أكسجيني آخر للهيدروجين يعرف باسم ثلاثي أكسيد ثنائي الهيدروجين (أو تريوكسيدان) وله الصيغة H_2O_3.

الدور الحيوي [عدل]

إنتاج الهيدروجين الحيوي عن طريق الطحالب

يعدّ الهيدروجين H_2 أحد النواتج الطبيعيّة لبعض أنواع الاستقلاب اللاهوائي (التخمّر) وينتج من قبل عدّة أنواع من الميكروبات وذلك من خلال تفاعل محفّز بأنزيمات حاوية في تركيبها على الحديد أو النيكل وتدعى باسم هيدروجيناز. هذه الأنزيمات تحفّز تفاعل أكسدة-اختزال بين H_2 وبين بروتونين وإلكترونين اثنين. على سبيل المثال، ينتج غاز الهيدروجين عند عمليّة استقلاب البيروفات إلى الماء.[70]

إنّ عمليّة فصل الماء إلى مكوّناته من الأكسجين والهيدروجين تحدث في التفاعلات الضوئيّة التي تحدث في المتعضّيّات المعتمدة على التركيب الضوئي في بقائها. هنالك بعض الأنواع من الطحالب الخضراء (الاسم العلمي: *Chlamydomonas reinhardtii*) وأنواع من الجراثيم الزرقاء (زراقم) تقوم بنوع من التفاعلات المظلمة (غير المعتمدة على الضوء) حيث تجري عمليّة اختزال تتحوّل فيها البروتونات والإلكترونات لتشكّل غاز الهيدروجين بنوع خاص من أنزيم الهيدروجيناز الموجود في البلاستيدات الخضراء.[71] تجري بعض الأبحاث لتعديل هيدروجيناز الجراثيم الزرقاء لتقوم بإنتاج H_2 حتّى بوجود الأكسجين.[72] كما أنّ هناك محاولات أخرى لإنتاج الهيدروجين من الطحالب المعدّلة وراثياً من أجل إنتاج الهيدروجين الحيوي.[73]

يوجد الهيدروجين في جسم الإنسان والثدّيات الأخرى على شكل مركّبات كيميائيّة حيويّة كالماء والسكريات (الكربوهيدرات). يحتلّ الهيدروجين المرتبة الثالثة من حيث ترتيب العناصر الموجودة في جسم الإنسان وذلك بالنسبة للكتلة. على سبيل المثال بالنسبة لإنسان يزن 70 كيلوغرام فإنّ حوالي 10% منه (أي 7 كغ) عبارة عن هيدروجين. فقط الأكسجين (حوالي 63% من الوزن) والكربون (حوالي 20% من الوزن) يفوقان الهيدروجين في هذا الترتيب. إذا قمنا بترتيب العناصر في جسم الإنسان بالنسبة لعددها، فإنّ الهيدروجين بذلك يحتلّ صدارة القائمة (عدد الذرّات الموجودة في 7 كغ في جسم الإنسان توافق 3.5×10^3 مول أي 4.2×10^{27} ذرة هيدروجين).

الاندماج النووي الكوني [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **اندماج نووي**.

عن طريق الاندماج النووي تستمدّ الشمس حرارتها وكذلك النجوم. في هذا التفاعل تندمج ذرّات الهيدروجين في درجة حرارة نحو 12 مليون درجة مئويّة وضغط عالي جداً فيتكوّن الهيليوم. يقوم النجم بذلك التفاعل أثناء 90% من عمره، بعد ذلك يكون الجزء الأكبر من الهيدروجين قد استهلك وتحوّل إلى هيليوم.

يمكن سريان التفاعل الاندماجي بطريقتين، وبواسطتهما يلتحم 4 بروتونات وهي أنوية الهيدروجين فتتكوّن نواة الهيليوم ^4He عن طريق:

- الالتحام المباشر في تفاعل بروتون-بروتون المتسلسل
- دورة كربون-نيتروجين-أكسجين (دورة CNO) والتي تلعب العناصر الثقيلة كربون ونيتروجين وأكسجين دوراً فيها.

وعند حساب الطاقة الناتجة فيجب الأخذ في الحسبان تولّد اثنين من البوزيترونات في كلّ تفاعل يؤدي إلى هيليوم-4 سواء في تفاعل البروتون-بروتون أو في دورة CNO. يتفاعل كل بوزيترون مع أحد الإلكترونات في الحال عن طريق إفناء إلكترون-بوزيترون وينتجا طاقة إضافيّة قدرها 1.022 ميغا إلكترون فولت. أي أنّه يلزم لحساب الطاقة الناتجة حساب نقص الكتلة للأربعة بروتونات التي التحمت مكوّنة نواة الهيليوم بالإضافة إلى ضعف كتلة الإلكترون. ونقص الكتلة هو الفرق في كتلة المواد الداخلة في التفاعل وهي كتلة أربعة ذرات الهيدروجين (وهي تتكون من 4 بروتونات وأربعة إلكترونات) وطرح كتلة ذرّة الهليوم ^4He. كما ينتج عن ذلك أيضا نيوترينو يأخذ جزءاً من الطاقة ويغادر بها الشمس أو النجم.

وعن طريق الاندماج النووي يفقد الهيدروجين الداخل في التفاعل نحو 0.73% من كتلته تتحوّل إلى طاقة، وتلك ما يسمّى نقص الكتلة. ويمكن حساب الطاقة الناتجة عن ذلك النقص في الكتلة عن طريق المعادلة الشهيرة لأينشتاين وهي معادلة تكافؤ المادة والطاقة: $E = mc^2$ حيث m الكتلة و c سرعة الضوء في الفراغ.

يعتبر الاندماج النووي بين الهيدروجين لإنتاج الهيليوم أكثر التفاعلات النوويّة إنتاجاً للطاقة من بين التفاعلات النوويّة الأخرى.

الاستخدامات [عدل]

تطبيقات في العمليّات الكيميائيّة [عدل]

يدخل الهيدروجين كعنصر أساسي في العديد من العمليّات وذلك في الصناعات الكيميائيّة والنفطيّة. من أكبر الاستخدامات للهيدروجين هو دخوله في تصنيع الأمونيا من خلال عمليّة هابر-بوش وكذلك في عمليّات تحسين نوعيّة الوقود الأحفوري مثل عملية نزع الكبريت المهدرج والتكسير الهيدروجيني بالإضافة إلى كونه عامل أساسي في عمليّة الهدرجة.

يستخدم الهيدروجين كعامل اختزال في العديد من التطبيقات منها استخدامه لاختزال الخامات المعدنيّة.[74]

تطبيقات فيزيائيّة وهندسيّة [عدل]

يستخدم الهيدروجين كغاز واقي في عمليات اللحام مثل عملية اللحام الهيدروجيني الذرّي.[75][76] كما يستخدم الهيدروجين في أبحاث التبريد العميق بما فيها دراسات حول الموصليّة الفائقة.[77]

نظراً لأن له مقاومة مائع ولزوجة منخفضة، يستخدم الهيدروجين في تبريد المولّدات التوربينيّة.[78]

يستعمل مزيج من غاز الهيدروجين مع غاز النيتروجين من أجل الكشف عن وجود تسريبات دقيقة في الأنظمة المستخدمة في الصناعات الكيميائيّة ومحطّات توليد الطاقة وفي صناعة السيّارات والمركبات الفضائيّة.[79] يسمح استخدام غاز الهيدروجين في الاتحاد الأوروبي كمادّة للكشف عن تسريبات أغلفة الأغذية وله رقم إي (E 949)، كما يستفاد من خواصه الاختزاليّة.[80]

طاقة الهيدروجين البديلة [عدل]

نتيجة الاضمحلال التدريجي لمصادر الطاقة المعتمدة على الوقود الأحفوري ظهرت اقتراحات بالاتجاه نحو مصادر طاقة بديلة تعتمد على الهيدروجين، فظهرت دراسات حول التوجّه نحو اقتصاد الهيدروجين من أجل استخدام الهيدروجين كحامل مستقبلي للطاقة.[81] مع العلم أن تكاليف هذا التوجّه من بنية تحتية هيدروجينية مرتفعة جداً.[82] تجدر الإشارة إلى أنّ الهيدروجين نفسه لا يعدّ عمليّاً ضمن ضوء التطبيقات الحالية مصدراً للطاقة، إنّما هو عبارة عن حامل للطاقة،[83] وذلك أنّ اعتباره مصدر للطاقة يكون في مفاعلات الاندماج النووي، والتي لا تطبّق عمليّاً في شكل واسع.[84]

من المشاكل التي تواجه العمل في استخدام الهيدروجين كحامل للطاقة هو كثافة الطاقة بالنسبة للحجم للهيدروجين السائل، حيث أنّها أقلّ من أيّ مصدر طاقة تقليدي، مع العلم أنّ كثافة الطاقة بالنسبة للكتلة أعلى من مصادر الطاقة التقليديّة.[83] فعلى سبيل المقارنة بين الهيدروجين ووقود السيارات (البنزين)، فإنّ كثافة الطاقة بالنسبة للكتلة للهيدروجين أعلى منها للبنزين بأكثر من ضعفين، حيث تعادل 33.3 كيلوواط ساعي لكل كيلوغرام هيدروجين مقابل 12.7 كيلوواط ساعي لكل كيلوغرام بنزين. بالمقابل، فإنّ كثافة الطاقة بالنسبة للحجم للهيدروجين أقلّ بحوالي أربع مرات منها للبنزين، حيث تعادل 2360 كيلو واط ساعي لكلّ متر مكعب هيدروجين سائل مقابل 8760 كيلو واط ساعي لكل متر مكعب بنزين.[85]

من مشروعات المحافظة على البيئة والاستغناء عن الوقود الأحفوري مشروع استخدام غاز الهيدروجين لإنتاج الطاقة وذلك عن طريق خلايا وقود. وخليّة الطاقة تُنتج الكهرباء من خلال تفاعل كيميائي باستخدام الهيدروجين والأكسجين، ومن أحد التطبيقات، والذي لا يزال ضمن الدراسة، الاستخدام في إنتاج السيّارات الهيدروجينيّة.

المخاطر [عدل]

إنّ غاز الهيدروجين غير سام وغير مضرّ بالبيئة، لذلك لا يذكر له قيمة عدديّة تعرّف حد التعرض للأخطار المهنية.

يشكّل الهيدروجين في بعض الحالات خطراً على السلامة البشريّة وذلك إمّا على شكل انفجارات أو حرائق عند امتزاجه مع الهواء أو لكونه مسبّباً للاختناق في جوّ خالٍ من الأكسجين.[86] عند تراكيز عالية من الهيدروجين تفوق 30% تبدأ عوارض عدم انتظام حركات الجسم وفقدان الوعي، والتي يمكن ان تنتهي بالوفاة في حال عدم توفّر الأكسجين.[87]

إنّ الهيدروجين غاز له قابلية كبيرة للاشتعال حتّى في التراكيز القليلة (4%). كما أنّه يتفاعل بشدّة مع الكلور والفلور لينتج أحماض أكّالة والتي تكون مضرّة للجهاز التنفسي عند استنشاقها كما أنّها مخرّشة للأنسجة الحيويّة. وعند خلطه مع الأكسجين فإنّ الهيدروجين ينفجر عند الاشتعال. والهيدروجين أيضاً له خاصّيّة فريدة وهي أنّ شعلته في الهواء نظيفة تماما. وعلى هذا فإنّه من الصعب معرفة حدوث أي احتراق يحدث من تسرّب الهيدروجين، كما أنّه هناك خطر كبير من أن يكون هناك حريق هيدروجين بدون أي ملاحظة.[88]

بالإضافة إلى ذلك، فإنّ الهدروجين السائل يكون في حالة تبريد عميق ويمكن بذلك أن يسبّب ما يسمّى عضة برد، والتي يمكن ان تحدث عند التعامل مع السوائل المبرّدة بشدّة.[89]

اقرأ أيضاً [عدل]

- نقيض الهيدروجين
- دورة الهيدروجين
- هيدروجين ثلاثي الذرة
- قائمة أسماء العناصر الكيميائية وأصلها

هوامش [عدل]

ملاحظات [عدل]

1. ^ الجدول أدناه يوضع الانبعاثات الطيفية والطول الموجي لها.

لون الخط الطيفي المنبعث	الطولي الموجي
الأحمر	656.2
الأخضر والأزرق	486.1
الأزرق البنفسجي	434.0
بنفسجي	410.1

2. ^ أو **الإيدروجين** حسب قاموس المورد، البعلبكي، بيروت، لبنان.

مراجع [عدل]

1. ^ Wiberg, Egon; Wiberg, Nils; Holleman, Arnold Frederick (2001). *Inorganic chemistry*. Academic Press. صفحة 240. ISBN 0123526515.
2. ↑ ^أ ب ت ث العنصر هيدروجين معمل جيفرسون
3. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
4. ^ بلامر, ديفيد (الجمعة، 01 يناير 2010). "الهيدروجين في الكون". ناسا. مؤرشف من الأصل في 29 أكتوبر 2014. اطلع عليه بتاريخ 25 فبراير 2011.
5. ^ "اكتشاف الهيدروجين والنظائر المشعة له". *هذه الصفحة*
45. ^ Kirchheim, R. (1988). "Hydrogen solubility and diffusivity in defective and amorphous metals". *Progress in Materials Science*. **32** (4): 262–325. doi:10.1016/0079-6425(88)90010-2.
46. ^ Rogers, H.C. (1999). "Hydrogen Embrittlement of Metals". *Science*. **159** (3819): 1057–1064. Bibcode:1968Sci...159.1057R. doi:10.1126/science.159.3819.1057. PMID 17775040.
47. ^ Development of Materials for Hydrogen

وصلات خارجية [عدل]

- الهيدروجين في الموسوعة العربية
- صور الهيدروجين
- الهيدروجين خواصه واستخداماته وتطبيقاته
- معمل ريكين العلمي للإشعاع، اليابان - أبحاث الهيدروجين الثقيل

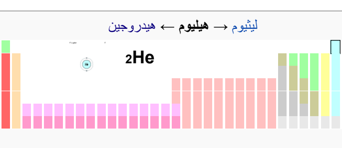
هيدروجين في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز
دروس من ويكي الجامعة.

ضبط استنادي	BNE: XX527582 · BNF: cb120632855 (data) · GND: 4064784-5 · LCCN: sh85063416 · NDL: 00571624
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 12385-13-6 · *E number*: E949 · *ChEBI ID*: 49637

هيليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ليثيوم → **هيليوم** ← هيدروجين	
المظهر	
غاز عديم اللون ذو وميض أرجواني في حالة التفريغ الكهربائي	



الخطوط الطيفية للهيليوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	هيليوم، 2، He
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 1، s
الكتلة الذرية	4.0026 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 0.1786 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	0.145 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	(عند 2.5 ميغاباسكال) 0.95 ك، −272.20 °س
نقطة الغليان	4.22 ك، −268.93 °س
النقطة الحرجة	5.19 ك، 0.227 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	0.0138 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	0.0829 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)			1.23	1.67	2.48	4.21

الخواص الذرية	
الكهرسلبية	لا بيانات (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 2372.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 5250.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	28 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	140 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي مرصوص
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
الناقلية الحرارية	0.1513 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	972 متر/ثانية
رقم CAS	7440-59-7
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الهيليوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^3He	*0.000137%	^3He هو نظير مستقر وله 1 نيوترون			
^4He	*99.999863%	^4He هو نظير مستقر وله 2 نيوترون			

*القيم حسب الوفرة في الغلاف الجوي، لكنها يمكن أن تكون غير ذلك خارجه

ع·ن·ت

الهيليوم هو عنصر كيميائي له الرمز **He** وله العدد الذري 2. يقع الهيليوم في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الأولى وعلى رأس عناصر المجموعة الثامنة عشر ويمتلك بروتونين ونيوترونين في نواته ويحيط بها الكترونين. في الظروف القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة فإنّ الهيليوم عبارة عن غاز عديم اللون والرائحة، غير سام وليس له مذاق. ينتمي الهيليوم إلى الغازات النبيلة لذلك فهو غاز خامل أحادي الذرة، وبسبب خموله الكيميائي لا توجد جزيئات له، فهو يوجد دائماً في صورته الذريّة. للهيليوم أقلّ درجة غليان وانصهار مقارنةً ببقيّة العناصر الكيميائيّة، وهو يوجد أغلب الأحيان في الحالة الغازيّة باستثناء ظروف خاصة جداً.

يعدّ الهيليوم ثاني أخفّ العناصر في الكون بعد الهيدروجين، كما أنه ثاني أكثر العناصر وفرةً في الكون، حيث يشكّل 24% من الكون بالنسبة لكتلة العناصر. بالنسبة لوفرته على الأرض فإن الهيليوم نادر الوجود طبيعياً، حيث يشكّل فقط 5.2 جزء من المليون بالنسبة للغلاف الجوي. للهيليوم عدّة نظائر لكنّ أكثر من 99% من الهيليوم على الأرض هو هيليوم-4، والذي تتألّف نواته من بروتونين ونيوترونين اثنين.

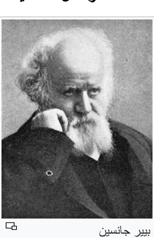
يوجد غاز الهيليوم في بعض حقول الغاز الطبيعي بنسبة تصل إلى 7% حجماً، حيث يستخرج من هناك بواسطة التقطير التجزيئي. تجدر الإشارة إلى أن مصادر الهيليوم قابلة للنفاد، حيث أنّه العنصر الوحيد الذي لديه سرعة إفلات، أي أنه عندما يطلق في الغلاف الجوي فإنه يتسرّب إلى الفضاء الخارجي.[2][3][4]

يستخدم الهيليوم في تقنيّات التبريد العميق، وخاصة لتبريد أجهزة المغناطيس فائق الموصليّة المستخدمة في تقنيّات التصوير بالرنين المغناطيسي. كما يستفاد من الخواص الخاملة لغاز الهيليوم في استعماله كغاز واقي في اللحام القوسي وفي عمليات تصنيع رقائق السيليكون.

محتويات [أخفِ]

التاريخ [عدل]

الاكتشاف وأصل التسمية [عدل]



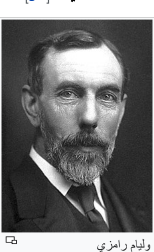
بيير جانسين

يعد الهيليوم العنصر الوحيد الذي اكتشف في الكون وذلك على الشمس قبل أن يكتشف على الأرض. حدث ذلك عندما لاحظ الفلكي بيير جانسين وجود خط أصفر لامع في طيف الإصدار للغلاف اللوني للشمس أثناء حادثة كسوف كلّي للشمس في الهند عام 1868.[5][6]

في ذات العام لاحظ الفلكي جوزيف نورمان لوكير نفس الخط الأصفر من الطيف الضوئي للشمس، وأسماه خط فراونهوفر D_3، لأن له طول موجة مقداره 587.49 نانومتر وهو قريب من خطوط D_1 و D_2 للصوديوم.[7] بعد ذلك، استنتج لوكير أن الخط الطيفي هذا سببه عنصر موجود في الشمس وغير موجود على الأرض، فأطلق عليه سويّة مع إدوارد فرانكلاند الاسم الإغريقي للشمس ἥλιος هيليوس.[8][9][10]

في عام 1895، استطاع العالم البريطاني وليام رامزي أن يعزل الهيليوم على الأرض، عندما قام بمعالجة معدن الكليفيت (وهو معدن مشابه لليورانينيت مع وجود حوالي 10% من العناصر الأرضية النادرة) وذلك بأحماض معدنيّة. توقع رامزي وجود الآرغون، ولكنه بعدما قام بفصل النيتروجين والأكسجين من الغازات المتحرّرة من أثر حمض الكبريتيك، لاحظ وجود خط أصفر مميّز في طيف إصدار المادّة المستخرجة، والذي يشبه خط D_3 في طيف الشمس، وشخّصت هذه العيّنات على أنّها هيليوم من قبل لوكير والفيزيائي البريطاني وليام كروكس.[7][11][12][13] في تجربة منفصلة قام العالم بير تيودور كليفه مع مساعده أبراهام لانغليت بجمع عينات من غاز الهيليوم من معدن الكليفيت في جامعة أوبسالا في السويد وذلك من أجل تحديد كتلته الذريّة.[6][14][15]

اكتشافات علميّة [عدل]



وليام رامزي

في عام 1907، أظهر العالم إرنست رذرفورد مع توماس رويدز أن جسيم ألفا هو نواة الهيليوم، وذلك من خلال قيامه بالسماح لجسيمات ألفا أن تخترق جدار زجاجي رقيق لأنبوب التفريغ، مما أدّى إلى حدوث تفريغ للشحنة والذي سمح بدراسة طيف الغاز في الداخل.[16]

سُيّل الهيليوم لأول مرّة على يد الفيزيائي هايك كامرلينغ أونس عام 1908، وذلك بتبريد الغاز لأقل من درجة كلفن واحدة.[17] حاول أونس الحصول على الحالة الصلبة من الهيليوم بتخفيض درجة الحرارة، لكنه لم يتمكّن من ذلك، لأنه لا توجد للهيليوم نقطة ثلاثية يكون عندها توازن بين الحالات الثلاثة للمادة. بالرغم من ذلك، تمكّن تلميذ أونس الفيزيائي فيليم هندريك كيسوم من تصليب 1 سم^3 من الهيليوم بتطبيق ضغط إضافي عند درجات حرارة منخفضة وذلك عام 1926.[18]

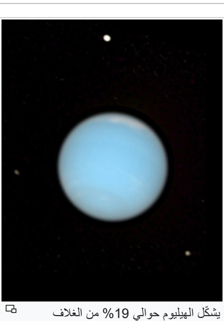
في عام 1938، اكتشف الفيزيائي بيوتر كابيتسا أن النظير هيليوم-4 عديم اللزوجة تقريباً في درجات قريبة من الصفر المطلق، وهي الظاهرة التي تعرف اليوم بالميوعة الفائقة.[19] في عام 1972، لوحظت نفس الظاهرة لدى النظير هيليوم-3 وذلك من قبل الفيزيائيّين دوغلاس أوشيروف وديفد لي وروبرت ريتشاردسون، وحازوا بذلك جائزة نوبل في الفيزياء عام 1996.[20]

الاستخراج والاستخدام [عدل]

اكتشف وجود غاز الهيليوم مع الغاز الطبيعي في الأرض بكميات كافية للإنتاج عام 1903 أثناء التنقيب عن النفط في ديكستر في ولاية كانساس الأمريكية، حيث جمعت كمية من غاز غير قابل للاشتعال. بإجراء عملية تحليل للعيّنة في جامعة كانساس وجد أن الغاز يتألّف من 72% نيتروجين و15% ميثان و1% هيدروجين و12% من غاز لم يتعرّف عليه حينئذ.[6][21] بإجراء عملية بحث أعمق وجد هاميلتون كادي وديفد ماكفارلاند من جامعة كانساس أن 1.84% من العيّنة عبارة عن غاز الهيليوم.[22][23] أظهرت هذه الأبحاث أنّه على الرغم من ندرة وجود الهيليوم على الأرض فإنّه يتركّز تحت السهول الكبرى بكميّات كبيرة كافية كناتج ثانوي في عملية استخراج الغاز الطبيعي.[24]

هذه الوقائع جعلت من الولايات المتحدة أكبر مزوّد للهيليوم، وجرى الاستفادة من ذلك في الحرب العالميّة الأولى في تعبئة المناطيد الحاجزة بغاز أخف من الهواء مثل الهيدروجين، لكنّه غير قابل للاشتعال. بناءً على ذلك جرى استعمال الهيليوم في تجهيز المناطيد العسكريّة. أوّل منطاد استعمل لهذا الغرض سمّي U.S. Navy's C-7 وأقلعت أول رحلة تجريبيّة له من هامبتون رودز في ولاية فيرجينيا إلى قاعدة بولينغ فيلد العسكريّة في واشنطن في الأوّل من ديسمبر عام 1921.[25] استمرّ استخدام الهيليوم في المجال العسكري حتى الحرب العالميّة الثانيّة في عمليّات اللحام القوسي من أجل التجهيزات العسكريّة واستخدم كغاز لكشف التسريبات في عملية الانتشار الغازي أثناء تخصيب اليورانيوم لتصنيع القنبلة الذريّة في مشروع مانهاتن.[26]

الوفرة الطبيعيّة [عدل]



يشكّل الهيليوم حوالي 19% من الغلاف الغازي الخارجي لكوكب نبتون.

على الرغم من ندرته على سطح الأرض فإن الهيليوم يعدّ ثاني أكثر العناصر بعد الهيدروجين وفرة في الكون مشكّلاً 23% من كتلته الباريونيّة.[6] تشكّلت هذه الكميّة الهائلة من الهيليوم بعد فترة قليلة من الانفجار العظيم. يتشكّل الهيليوم في النجوم نتيجة الاندماج النووي للهيدروجين في تفاعل بروتون-بروتون المتسلسل ودورة كربون-نيتروجين-أكسجين (دورة CNO)، والتي تعدّ جزءاً من تفاعلات الانصهار النجمي.[27]

إنّ تركيز الهيليوم في الغلاف الجوي للأرض يعادل 5.2 جزء في المليون، وهو يتركّز في طبقات الجو العليا من غلاف الأرض الجوي.[28][29] هذا التركيز الضئيل ثابت نسبياً في الغلاف الجوّي رغم الإنتاج المستمرّ للهيليوم، ويعود ذلك إلى انفلات الغاز من الغلاف الجوّي للأرض إلى الفضاء الخارجي وذلك بعدّة آليّات مقترحة.[30][31]

يدخل الهيليوم في تركيب الغلاف الغازي للعديد من الكواكب بنسب تظهر في الجدول التالي:

نبتون	19 % ± 3.2 %
أورانوس	15.2 % ± 3.3 %
المشتري	10.2 %
زحل	3.25 %
الزهرة	12 جزء في المليون
الأرض	5.2 جزء في المليون

إنّ معظم الهيليوم الموجود على الأرض هو نتيجة الاضمحلال الإشعاعي للعناصر الثقيلة نتيجة إطلاق جسيمات ألفا He^{+2}، والتي تتجمّع إلكتروناتها لتشكّل الهيليوم عندما تصطدم بالغلاف الصخري. لذلك يوجد الهيليوم بكميّات كبيرة نسبياً في تركيب عدّة معادن لليورانيوم والثوريوم بسبب إطلاقها لجسيمات ألفا أثناء اضمحلالها الإشعاعي مثل اليورانينيت (خاصةً الكليفيت، وهو أحد مشتقّات اليورانينيت) والكارنوتيت والمونازيت. على هذا الأساس ينتج سنوياً حوالي 3000 طن متري من الهيليوم عبر غلاف الأرض الصخري.[32][33][34] إنّ تركيز الهيليوم في القشرة الأرضية هو 8 جزء في البليون، وفي مياه البحار فقط حوالي 4 جزء في الترليون. توجد كمّيات قليلة من الهيليوم في الينابيع المعدنيّة والغازات البركانيّة والأحجار النيزكيّة.

إنّ المصدر الطبيعي الأكبر للهيليوم هو وجوده في بعض آبار الغاز الطبيعي نتيجة احتباسه تحت الطبقات الصخريّة للأرض. تختلف التراكيز حسب المواقع من عدّة أجزاء في المليون إلى حوالي 7% حجماً من كميّة الغاز المستخرجة كما في حقل الغاز في مقاطعة سان خوان في نيومكسيكو.[35][36]

الإنتاج [عدل]

ينتج غاز الهيليوم بشكلٍ صناعي بعملية التقطير التجزيئي للغاز الطبيعي، والذي يمكن أن يوجد بنسبة تصل حتى 7% حجماً.[37] بما أن للهيليوم نقطة غليان أقلّ من أيّ عنصر كيميائي آخر، فإنّ تطبيق درجات حرارة منخفضة عند ضغوط مرتفعة يؤدي إلى تسييل الغازات الأخرى مثل النيتروجين والميثان. بعد ذلك تجري عملية تنقية لغاز الهيليوم بالتعريض المتتالي لدرجات حرارة منخفضة بحيث يضمن عدم بقاء أي أثر لغازات أخرى. كخطوة نهائية للتنقية يستعمل الفحم المنشّط مما يعطي نقاوة تصل إلى 99.995% وتدعى بنقاوة من الدرجة A.[7] إنّ الشائبة الرئيسيّة في الهيليوم من الدرجة A هو غاز النيون. في مرحلة الإنتاج النهائيّة يسيّل الهيليوم من خلال عمليات تبريد عميقة بحيث يكون على شكل هيليوم سائل، ممّا يسهّل من عملية النقل، حيث أن حاوية نقل الهيليوم كسائل تسع أكثر بخمسة أضعاف الحجم الذي تنقله حاويات الهيليوم كغاز.[38][39]

تعدّ الولايات المتّحدة الأمريكيّة أكبر منتج لغاز الهيليوم حيث أتت مرحلة كانت تنتج فيها أكثر من 90% من الاحتياج العالمي لهذا الغاز، وما تبقى تنتجه محطّات توجد في كندا وبولونيا وروسيا، بالإضافة إلى عدّة دول أخرى. إنّ معظم الهيليوم المستخرج في الولايات المتّحدة هو من حقل هيوغوتون للغاز في ولاية كانساس، بالإضافة إلى حقول أخرى في أوكلاهوما وفي حقل بانهاندل في تكساس.[38][40] للهيليوم استهلاك كبير في الولايات المتّحدة، ومنذ أوائل القرن العشرين فإن للولايات المتّحدة مخزون وطني من هذه الخامة. قُدّر استهلاك الولايات المتحدة من غاز الهيليوم عام 2000 بحوالي 15 مليون كغ سنوياً.[41] في منتصف التسعينات افتتحت محطّة جديدة لتوليد الهيليوم في مدينة أرزيو الجزائريّة لها القدرة على إنتاج 17 مليون متر مكعّب من غاز الهيليوم مما يغطّي الطلب الأوروبي من الهيليوم في السوق العالمي. وبين عامي 2004 و 2006 افتتحت محطّتان جديدتان لإنتاج الهيليوم وذلك في رأس لفان في قطر وفي مدينة سكيكدة في الجزائر. مع افتتاح محطّة سكيكدة أصبحت الجزائر ثاني منتج للهيليوم في السوق العالمي.[38] حسب إحصاءات أجريت عام 2008، فقد استخرج حوالي 169 مليون متر مكعّب من الهيليوم من الغاز الطبيعي وذلك بنسبة 78% من الولايات المتحدة الأمريكية و10% من الجزائر ومعظم ما تبقّى تنتجه دول متعدّدة على رأسها روسيا وبولونيا وقطر.[42]

إنّ ازدياد الطلب العالمي على الهيليوم ومحدوديّة الإنتاج أدّيا إلى ارتفاع سعر إنتاج الهيليوم في العالم،[43] بحيث أنه بين عامي 2002 و 2007 ازداد سعر الهيليوم بمقدار الضعف.[44] نتيجة محدوديّة موارد الهيليوم تجري حالياً استخدام تقنيّات يطبق فيها انتشار للغاز الطبيعي الخام عبر أغشية نصف نفوذة من أجل استرجاع وتنقية الهيليوم.[45]

النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر الهيليوم**.

هنالك تسعة نظائر معروفة للهيليوم، اثنان منها فقط عبارة عن نظائر مستقرّة وهي هيليوم-4 ^4He وهيليوم-3 ^3He. يعدّ النظير هيليوم-4 هو النظير الطبيعي الأكثر وفرةً حيث أن 99.99986% من عنصر الهيليوم في الطبيعة هو هيليوم-4، وما تبقّى فهو هيليوم-3. إحصائيّاً هنالك ذرّة هيليوم-3 واحدة مقابل مليون ذرّة هيليوم-4.[6] ينتج النظير هيليوم-4 في الأرض كناتج لعمليّة اضمحلال ألفا للعناصر المشعّة الأثقل حيث تنتج جسيمات ألفا، والتي هي عبارة عن نوى هيليوم مشحونة. تتميّز نواة النظير هيليوم-4 بثباتيّة عاليّة لأن نويّاتها مرتّبة بشكل كامل في غلافها النووي. إنّ الكميّات النادرة للنظير هيليوم-3 موجودة في الطبيعة منذ نشأة الأرض، بالإضافة إلى هبوط كمّيات مصدرها من الكون، والتي كانت محتجزة ضمن الغبار الكوني،[46] كما تنتج كمّيات قليلة من الهيليوم-3 من اضمحلال بيتا للتريتيوم.[47]

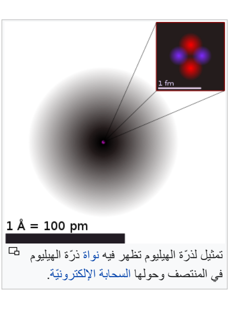
خواص النظائر	^3He	^4He
الطاقة الساكنة (ميغا إلكترون فولت)	2809	3728
الكثافة كغ/م^3	0.134	0.178
درجة الحرارة الحرجة (كلفن)	3.32	5.20
نقطة لامدا (كلفن)	0.0025	2.1768
الضغط عند الانصهار (ميغا إلكترون فولت) عند 0 كلفن	3.439	2.536
نقطة الانصهار (كلفن)	3.19	4.21

إنّ تفاوت نسبة النظيرين هيليوم-3 وهيليوم-4 في الصخور يستخدم من أجل تحديد عمر الصخور ومعرفة أصل منشأها في الغلاف الصخري للأرض.[46] إنّ نسبة النظير هيليوم-3 ^3He إلى هيليوم-4 ^4He في الكون أعلى منها على الأرض بحوالي 100 مرّة وذلك في الوسط بين النجمي.[48] كما أنّ وفرته في النجوم كبيرة نسبياً نتيجة الاندماج النووي. إنّ المواد الكونيّة مثل الحطام الصخري للأقمار والأحجار النيزكية تحوي أيضاً نسب من هيليوم-3، والتي اصطحبتها الرياح الشمسيّة، كما أنّ سطح القمر يحوي الهيليوم-3 بتراكيز أعلى منها على سطح الأرض.[49][50]

إنّ مزيج من كمّيّتين متساويتين من ^3He و ^4He السائل تحت 0.8 كلفن سينفصل إلى طبقتين غير مزوجتين وذلك نتيجة لتباين الإحصاءات الكموميّة لهما، حيث أنّ ^4He عبارة عن بوزون، في حين أنّ ^3He فرميون.[51] يستفاد من خاصة عدم امتزاج هذين النظيرين في ثلاجة التمديد، حيث يمكن استخدام هذا التطبيق للحصول على درجات حرارة بحدود بضعة ميلي كلفن.[52]

الخواص الفيزيائيّة [عدل]

الهيليوم في ميكانيكا الكم [عدل]



تمثيل لذرّة الهيليوم تظهر فيه نواة ذرّة الهيليوم في المنتصف وحولها السحابة الإلكترونيّة.

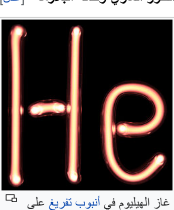
من منظور ميكانيكا الكم فإنّ الهيليوم ثاني أبسط ذرّة يمكن إجراء نموذج لها بعد ذرّة الهيدروجين. يتألّف الهيليوم من نواة تتألّف من بروتونين ونيوترونين اثنين، يحيط بهما إلكترونين اثنين في مداراتها الذريّة. حسب ميكانيك نيوتن التقليدي فإنه من غير الممكن تقديم حل رياضي تحليلي لنظام يتألّف من أكثر من جسيمين اثنين، وذلك حسب معضلة الأجسام الثلاث. بناءً على ذلك، تستخدم وسائل رياضيّة عدديّة عن طريق الكيمياء الحاسوبية لوضع نموذج ميكانيكي كمّي لارتباط إلكترونات الهيليوم بالنواة. رغم بساطة نموذج النواة ظاهرياً فإن معادلات معقّدة ضروريّة لوضع محاكاة لنموذج الذرّة الحقيقي.[53]

أطوار الهيليوم [عدل]

إنّ الهيليوم في الأحوال العادية عبارة عن غاز، وعند درجات حرارة منخفضة عند نقطة انصهاره يصبح بالطور السائل. إلا أنّ الهيليوم هو العنصر الوحيد الذي لا يمكن الحصول على الطور الصلب منه تحت ظروف الضغط العادي. يجب رفع الضغط إلى قيم تصل نحو 2.5 ميغا باسكال عند درجات حرارة منخفضة جداً (أقل من 1.5 كلفن أي ما يعادل −272 °س).[54]

يشكّل الهيليوم الصلب بلّورات ولكن لا يمكن فصل الهيليوم الصلب عن السائل بصريّاً، لأن قرينة الانكسار لهما متقاربة جداً. للهيليوم الصلب قابلية انضغاط عالية، بحيث أنه من الممكن مخبريّاً إنقاص حجمه بأكثر من 30%.[55] تبلغ كثافة الهيليوم الصلب 0.214 ± 0.006 غ/سم^3 عند 1.15 كلفن و 66 جو، والكثافة المتوقعة عند 0 كلفن وضغط قدره 25 بار هي 0.187 ± 0.009 غ/سم^3.[56]

الطور الغازي وحالة البلازما [عدل]



غاز الهيليوم في أنبوب تفريغ على شكل الرمز الكيميائي للعنصر

يكون الهيليوم في في الطور الغازي في أغلب الحالات، وذلك على شكل غاز أحادي الذرة وعديم اللون والرائحة. بسبب كتلته الذرّيّة المنخفضة فإنّ للهيليوم ناقليّة وسعة حراريّة أعلى من أيّ غاز آخر عدا الهيدروجين، كما أن معدل انتشاره في الأجسام الصلبة أعلى بثلاث مرات من الهواء وحوالي 65% من قيمة انتشار الهيدروجين.[7] لدى الهيليوم قرينة انكسار ثابتة مقارنة مع الغازات الأخرى بحيث أنه يستخدم كمادة قياسية لتصحيح الأخطاء في أجهزة قياس قرينة الانكسار للحالة الغازيّة.[57] عند درجات الحرارة العاديّة فإنّ للهيليوم معامل جول-طومسون سالب، ممّا يعني أنه يسخن عندما يسمح له بالتمدّد، وفقط عند درجة حرارة الانعكاس والتي تتراوح بين 32 و 50 كلفن عند ضغط مقداره 1 جوّ، فإنّ الهيليوم يبرد عندما يتمدّد.[7] عندما تخفّض درجة حرارة الهيليوم دون درجة الحرارة هذه فإنّ الهيليوم يمكن أن يسيّل عن طريق التبريد بالتمديد.

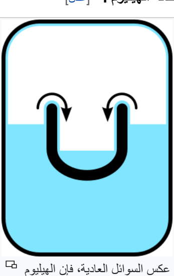
إنّ أغلب الهيليوم الكوني يكون في حالة البلازما، والتي لها خواص مختلفة تماماً عن الهيليوم الذرّي. في حالة البلازما لا ترتبط الإلكترونات بالنواة ممّا يؤدي إلى ازدياد الناقليّة الكهربائيّة، حتّى وإن كان الغاز مؤيّناً بشكل جزئي. إنّ الجسيمات المشحونة تتأثّر بالحقول الكهربائية والمغناطيسيّة، وهذا ما يحدث لجسيمات الهيليوم والهيدروجين في الكون في الرياح الشمسيّة عندما يحدث تأثير متبادل مع الغلاف المغناطيسي للأرض ممّا يؤدّي إلى تشكّل تيارات بيركلاند والشفق القطبي.[58]

الطور السائل والميوعة الفائقة [عدل]

هناك حالتين مختلفتين للهيليوم في الطور السائل تعرفان بحالة الهيليوم I و حالة الهيليوم II.

صورة للهيليوم السائل وهو في حالة الميوعة الفائقة تظهر محاولة قطيرات الهيليوم الهروب من الوعاء الذي يحويها.

حالة الهيليوم I [عدل]



عكس السوائل العادية، فإن الهيليوم II يتسلق على جدران الوعاء الذي يحويه، بظاهرة تعرف باسم طبقة رولن.

عندما يكون الهيليوم دون نقطة غليانه والتي تبلغ 4.22 كلفن وفوق نقطة لامدا التي تبلغ 2.1768 كلفن، فإنّ الهيليوم يكون في حالة سائلة عديمة اللون تدعى حالة *الهيليوم I*.[7] إنّ الهيليوم في حالته السائلة هيليوم I له قرينة انكسار شبيهة بالغازات مقدارها 1.026، كما أن له لزوجة منخفضة جداً وكثافة تتراوح بين 0.125–0.145 غ/مل.[59]

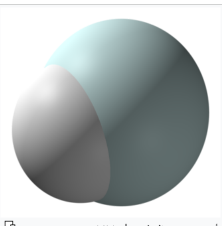
حالة الهيليوم II [عدل]

عندما تنخفض درجة حرارة الهيليوم السائل دون نقطة لامدا فإنه يبدأ بإظهار خواص غير عادية، وتدعى هذه الحالة *هيليوم II*. عندما يغلي الهيليوم وهو في الحالة II فإنه نتيجة لناقليته الحرارية المرتفعة لا يظهر فقاعات ولكن يتبخر بشكل مباشر من على السطح. هذه الحالة يمكن ملاحظتها في النظير هيليوم-4 كما يظهرها النظير هيليوم-3 ولكن بدرجات حرارة أقل مما هي عليه للهيليوم-4، ولا يعرف الكثير لحد الآن عن خواص الهيليوم-3 في الحالة II[7]

يظهر الهيليوم وهو في الحالة II خواص الميوعة الفائقة، بحيث أن لزوجته منخفضة جداً تقارب الصفر. لتفسير ذلك اقترحت إحدى النظريات وجود *نموذج السائلين* بالنسبة للهيليوم II، حيث يكون الهيليوم السائل دون نقطة لامدا مؤلفاً من مزيج من سائلين، الأوّل يحوي نسبة من ذرّات الهيليوم في الحالة الأرضيّة وتكون في حالة من الميوعة الفائقة وتتدفّق بدون أن يكون لها أي لزوجة، في حين أن القسم الثاني يحوي نسبة من ذرات الهيليوم في الحالة المثارة، والتي تتصرف كسائل عادي له لزوجة.[60]

من الخواص التي يظهرها الهيليوم وهو في حالة الميوعة الفائقة هي خاصيّة التسلق، حيث يمكن للهيليوم وهو في هذه الحالة أن يتسرّب ويتسلّق جدران الوعاء الذي يحويه حتى يصل إلى منطقة أسخن بحيث يتبخّر. يشكّل الهيليوم فائق الميوعة بذلك طبقة رقيقة (رقاقة) سماكتها حوالي 30 نانومتر وتدعى باسم *رقاقة رولن Rollin film*، نسبةً إلى مكتشفها بيرنارد رولن.[7][61][62] نتيجةً للخواص التسلقيّة هذه للهيليوم فائق الميوعة فإنه من الصعوبة احتواء الهيليوم السائل.

الخواص الكيميائيّة [عدل]



أيون هيدريد الهيليوم HHe^+.

ينتمي الهيليوم إلى فصيلة الغازات النبيلة، وهو يحوي إلكترونين اثنين في طبقة غلاف التكافؤ الخارجيّة، بحيث أن المدارات الإلكترونية مكتملة $1S^2$، بالتالي فهو غاز خامل، وهو أقلّ الغازات النبيلة من حيث النشاط الكيميائي بعد النيون، وبالتالي ثاني أقل العناصر الكيميائيّة من حيث النشاط الكيميائي.[63] لا يبدي الهيليوم أيّ نشاط كيميائي تحت كافة الشروط الطبيعيّة.[55]

يكون الهيليوم على شكل أحادي الذرة في أغلب حالات المادة، كما أنه أقلّ غاز أحادي الذرة انحلاليّة (ذوبانيّة) في الماء،[64] ولا يسبقه بضعف الانحلاليّة في الماء إلا بعض الغازات مثل رباعي فلورو الميثان CF_4 وسداسي فلوريد الكبريت SF_6 وثماني فلورو حلقي البوتان C_4F_8 والتي لها انحلاليّة (معبّراً عنها بالكسر المولي) تعادل 0.3802 $x_2/10^{-5}$ و 0.4394 $x_2/10^{-5}$ و 0.2372 $x_2/10^{-5}$ على الترتيب، مقابل 0.70797 $x_2/10^{-5}$ للهيليوم.[65]

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

البنية المحتملة لأنيون فلوروهيليات $OHeF^-$.

لا توجد مركّبات كيميائيّة للهيليوم في الظروف القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة، ولكن عندما يعرّض الهيليوم إلى ظروف غير طبيعيّة من الضغط أو نتيجة قذف إلكتروني لنواة الهيليوم فإنّه يمكن أن يشكّل مركّبات كيميائيّة غير مستقرّة تعرف باسم الثنائيات المثارة (إكسايمر) وذلك مع عناصر مثل التنغستن واليود والفلور والكبريت والفوسفور، وذلك عندما تخضع للتفريغ المتوهج أو القذف الإلكتروني.

تحت ظروف التفريغ المرتفعة في جهاز مطيافية الكتلة يمكن أن يتشكّل أيون هيدريد الهيليوم ولكنّه غير قابل للعزل.[66] إنّ HeH^+ في حالته الأرضيّة مستقرّ، ولكنه نشيط كيميائيّاً بشكل كبير جداً، بحيث يعدّ أقوى حمض وفق نظرية برونستد-لوري حيث أنه يمنح البروتون بشكل فوري عند تماسه مع أيّ جزيء أو مركب، وذلك بغضّ النظر عن التركيز. نظريّاً، يمكن أن توجد هناك مركبات أخرى للهيليوم مثل *فلوروهيدريد الهيليوم HHeF*، وذلك قياساً لمركب فلوروهيدريد الأرغون.[67] أظهرت حسابات الكيمياء النظريّة إمكانيّة وجود مركبات أخرى للهيليوم حاوية على رابطة هيليوم-أكسجين، والتي يمكن أن تكون مستقرّة.[68]

جرى مؤخراً حبس ذرة الهيليوم داخل قفص كربوني، وذلك عند تسخين الفوليرينات إلى درجات حرارة مرتفعة بوجود الهيليوم. يتشكّل حينها ما يعرف باسم *الفوليرينات ذات السطح الداخلي endohedral fullerene*، والتي تبقى محتوية على الهيليوم محتجزاً داخلها حتّى حين إجراء اشتقاق مركّبات كيميائيّة منها.[69] وفي حال استعمال النظير هيليوم-3 يمكن أن يكشف ذلك باستعمال مطيافية الرنين المغناطيسي النووي للهيليوم.[70] لا تعدّ هذه المركّبات مركّبات للهيليوم بالمعنى الحقيقي للكلمة، إذ لا توجد دلائل على حدوث نوع من الرابطة الكيميائيّة بينها وبين العناصر المحيطة بها، إلا أن هذه المركّبات لها خواص مميّزة عن غيرها، ولها صيغة ستوكيومتريّة خاصّة بها. يرمز لهذه المركّبات بالأسلوب التالي: $He@C_{60}$.

الاستخدامات [عدل]

إنّ أكبر استهلاك للهيليوم هو استخدامه في تبريد أجهزة المغناطيس فائقة الموصلية المستخدمة في تقنيّات عدّة كالتصوير بالرنين المغناطيسي على سبيل المثال.

يستخدم الهيليوم في عدة مجالات وتطبيقات بما يتناسب مع خواصه المميّزة، مثل انخفاض نقطة غليانه وكثافته وانحلاليّته المنخفضة، بالإضافة إلى ناقليّته الحراريّة المرتفعة وخواصه الخاملة. بلغ الإنتاج العالمي من الهيليوم عام 2008 حوالي 32 مليون كغ (ما يعادل 193 مليون متر مكعّب)، وكان أكبر استهلاك له (حوالي 22%) في تبريد أجهزة المغناطيس فائق الموصلية المستخدمة في عدة تقنيّات مثل أجهزة التصوير بالرنين المغناطيسي.[71] إنّ مصادم الهدرونات الكبير في سرن CERN يستخدم حوالي 96 طن متري من الهيليوم السائل للحفاظ على درجات حرارة دون 1.9 كلفن.[72]

نتيجة خموله الكيميائي، يستخدم الهيليوم كغاز واقي في إنتاج رقائق السيليكون والجرمانيوم وفي إنتاج التيتانيوم والزركونيوم وفي الاستشراب الغازي.[55] كما يستخدم الهيليوم كغاز واقي في عمليّات اللحام القوسي على المواد التي يؤدّي لحامها عند درجات حرارة مرتفعة إلى إشابتها أو إضعافها بالهواء أو بالنيتروجين.[6] يستخدم الهيليوم عوضاً عن الآرغون لإجراء عملية لحام المواد التي لها ناقليّة حراريّة مرتفعة مثل الألمنيوم أو النحاس.

جهاز لكشف التسريبات باستخدام غاز الهيليوم.

من إحدى التطبيقات الصناعيّة لغاز الهيليوم استخدامه في كشف التسريب في الأجهزة التي تستخدم تفريغ مرتفع مثل الحاويات المستخدمة في التبريد العميق، وذلك لأن الهيليوم ينتشر في الأجسام الصلبة أسرع بثلاث مرات من الهواء.[73] يوضع الجهاز المراد كشف التسريب فيه في حجرة تخلّى من الهواء وتملأ بالهيليوم، ويقاس الهيليوم الذي ينفذ من مكان التسريب باستخدام أجهزة مخصصة لذلك. بالمقابل يمكن ملء الجهاز المراد كشف التسريب فيه بالهيليوم ويكشف عن مكان التسريب بجهاز يمرر يدوياً على الجهاز بالكامل.[74]

يستخدم الهيليوم في ملء المناطيد

لأنّ وزنه أخف من الهواء، يستخدم الهيليوم في ملء السفن الهوائية والمناطيد لتتمكّن من الطيران. على الرغم من أنّ الهيدروجين أخفّ من الهيليوم، لكنّه قابل للاشتعال، في حين أنّ الهيليوم لا يشتعل.

يدخل الهيليوم في تركيب غازات التنفس في أجهزة الغوص العميق، مثل تريمكس وهيليوكس، وذلك للتخفيف من الآثار التخديرية لغازات التنفس عند الضغوط المرتفعة.[75][76] وجد أنّ الغوص إلى أعماق دون 150 متر باستخدام أجهزة تنفس أكسجين-هيليوم تؤدّي إلى حدوث رعاش واضطراب في الوظائف الحسيّة الحركيّة، ممّا يعدّ مؤشّراً على حدوث أعراض متلازمة الضغط العالي العصبي، أو ما يعرف باسم *رعاش الهيليوم*.[77] هذا الأثر يمكن أن يعود إلى حدّ ما نتيجة إضافة كمّيات من غاز له خواص تخديريّة في الغطس مثل الهيدروجين أو النيتروجين إلى مزيج أكسجين-هيليوم.[78] في أعماق كهذه، وجد أن الكثافة المنخفضة للهيليوم لها دور في تخفيف المجهود المبذول للتنفس.[79]

استخدم ليزر هيليوم-نيون، وهو نوع من ليزر الغاز له طاقة منخفضة، وذلك من أجل إنتاج حزمة حمراء اللون، وذلك في عدّة تطبيقات مثل قارئ الشفرة الخيطية ومؤشر الليزر، وذلك قبل أن يستبدل بليزر الصمام الثنائي.[6]

يستخدم الهيليوم كوسط لتبادل الحرارة في بعض المفاعلات النوويّة المبرّدة بالغاز وذلك بسبب خموله الكيميائي وبسبب ناقليّته الحراريّة العاليّة، وعدم تأثره بالنيوترونات، ولعدم تشكيله نظائر مشعّة تحت شروط عمل المفاعل.[73]

عند مزج الهيليوم مع غاز أثقل مثل الزينون فإنّه يستخدم في المحركات الصوتيّة الحراريّة المستخدمة في التبريد، وذلك نتيجةً لارتفاع نسبة السعة الحرارية الناتجة ولانخفاض عدد برانتل.[80] إنّ خمول غاز الهيليوم له آثار إيجابيّة على البيئة مقابل أنظمة التبريد التقليديّة التي تؤدي إلى نضوب الأوزون والاحترار العالمي.[81]

إنّ استعمال الهيليوم يقلّل من الآثار المشوّشة في بعض المقاريب، والتي تحصل نتيجة تفاوت درجة الحرارة في الفراغ بين العدسات، وذلك بسبب الانخفاض الكبير لقيمة قرينة الانكسار بالنسبة للهيليوم.[7] تعد هذه طريقة عملية بالنسبة للمقاريب الشمسية التي تكون بحاجة إلى استخدام أنبوب تفريغ والذي غالباً ما يكون ثقيل الوزن.[82][83]

الاستنشاق والمخاطر [عدل]

الآثار [عدل]

إنّ الهيليوم في الشروط العادية عبارة عن غاز غير سام وليس له تأثير حيوي على جسم الإنسان عند التعرّض له. ولكن عندما يستنشق الهيليوم عن طريق الفم فإنّ له تأثير على الحبال الصوتيّة بحيث يظهر الصوت كأنه مُسرّع. سبب هذا الأثر أنّ سرعة الصوت في الهيليوم أسرع منها بثلاث مرات من الهواء. بما أنّ التردّد الأساسي لتجويف مملوء بغاز متناسب مع سرعة الصوت في هذا الغاز، لذلك فإنّه عندما يستنشق الهيليوم فإنّ هنالك ازدياد في رنين المجرى الصوتي.[6][84] إنّ تردّدات الرنين العالية تسبّب اختلاف في طابع الصوت بحيث يظهر متسارعاً (مزقزق، كما يعرف أحياناً باسم صوت ميكي ماوس).[85] إنّ التأثير المعاكس بتخفيض تردّد الرنين يمكن الحصول عليه باستنشاق غاز كثيف مثل سداسي فلوريد الكبريت أو الزينون.

المخاطر [عدل]

إنّ المبالغة في استنشاق الهيليوم لتحقيق أثره على الحبال الصوتيّة يمكن أن يكون خطراً، حيث يؤدّي إلى الاختناق لأنّه يحلّ محلّ الأكسجين اللازم لعمليّة التنفّس.[86] سجّلت حالات وفاة ناتجة عن المبالغة في استنشاق الهيليوم، من بينهم أطفال وبالغين.[87][88][89]

إنّ استنشاق الهيليوم مباشرةً من الأسطوانات المضغوطة خطر جداً، حيث يمكن أن يؤدّي إلى حدوث رضح ضغطي نتيجة معدّل السرعة العالي للهيليوم المتدفّق، والذي يمكن أن ينجم عنه تمزّق مميت لأنسجة الرئتين.[86][90]

ينبغي اتّباع إجراءات الأمان اللازمة عند التعامل مع الهيليوم السائل، لأنّ درجة الحرارة المنخفضة يمكن أن تؤدّي إلى عضة برد. كما ينبغي الانتباه إلى ضرورة ضبط الضغط لأنّ نسبة تمدد السائل-إلى-الغاز المرتفعة يمكن أن تؤدّي إلى حدوث انفجارات إن لم يكن هناك صمّامات ضغط متوفّرة.

اقرأ أيضاً [عدل]

- غاز نبيل

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ Connor, Steve (2010-08-23). "Why the world is running out of helium – Science – News". London: The Independent. مؤرشف من الأصل في 13 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 16 سبتمبر 2013.
3. ^ Posted by Ethan on December 12, 2012 (2012-12-12). "Why the World Will Run Out of Helium – Starts With A Bang".

Chemical and Petroleum Engineering. 17 (1): 19–21. doi:10.1007/BF01245721.
46. ↑ أ ب Anderson, Don L.; Foulger, G. R.; Meibom, A. (2006-09-02). "Helium Fundamentals". MantlePlumes.org. مؤرشف من الأصل في 22 أبريل 2019. اطلع عليه بتاريخ 20 يوليو 2008.
47. ^ Novick, Aaron (1947). "Half-Life of Tritium". Physical Review. 72 (10): 972–972. Bibcode:1947PhRv...72..972N. doi:10.1103/PhysRev.72.972.2.

ضبط استنادي: BNF: cb11978648w (data) · GND: 4132459-6 · LCCN: sh85060043 · NARA: 10640583 · NARA: 10640583 · NDL: 00563132 · NKC: ph503003

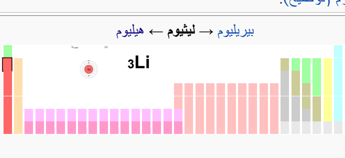
معرفات كيميائية: CAS Number: 7440-59-7 · ZVG number: 7020 · ChEMBL ID: CHEMBL1796997 · E number: E939 · ECHA: 100.028.334 · NDF-RT ID: N0000147379 · PubChem CID: 23987 · UNII: 206GF3GB41 · DSSTOX substance identifier: DTXSID7036402 · ChEBI ID: 30217 · ChemSpider ID: 22423 · EC no.: 231-168-5 · ATC code: V03AN03 · Drugbank ID: 09155

ليثيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة عن عنصر كيميائي. لتصفح عناوين مشابهة، انظر ليثيوم (توضيح).

بيريليوم ← **ليثيوم** ← هيليوم



المظهر	
أبيض فضي (يطفو على زيت برافيني في الصورة)	

الخطوط الطيفية لليثيوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ليثيوم، 3، Li
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 2، s
الكتلة الذرية	6.941 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2\ 2s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	0.534 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	0.512 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	453.69 ك، 180.54 °س
نقطة الغليان	1615 ك، 1342 °س
النقطة الحرجة	(قيمة محسوبة) 3223 ك، 67 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	3.00 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	147.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.860 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	797	885	995	1144	1337	1610

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**1+**، 1- (أكاسيده شديدة القاعدية)
الكهرسلبية	0.98 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 520.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 7298.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 11815.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	152 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	128±7 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	182 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	92.8 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	84.8 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	46 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	6000 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	4.9 غيغاباسكال
معامل القص	4.2 غيغاباسكال
معامل الحجم	11 غيغاباسكال
صلادة موس	0.6
رقم CAS	7439-93-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الليثيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^6Li	7.5%	^6Li هو نظير مستقر وله 3 نيوترون			
^7Li	92.5%	^7Li هو نظير مستقر وله 4 نيوترون			

^6Li يمكن أن تكون له وفرة تبلغ 3.75% في العينات الطبيعية. ^7Li لذلك تصل نسبته إلى 96.25%.

ع · ن · ت

الليثيوم هو عنصر كيميائي رمزه **Li** وعدده الذري 3. يقع الليثيوم في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الثانية وفي المجموعة الأولى كأوّل الفلزّات القلويّة. الليثيوم النقي هو فلزّ ذو لون أبيض فضّي، وهو ليّن وخفيف، حيث أنّه الفلزّ الأقلّ كثافة بين العناصر الكيميائيّة الصلبة وذلك في الظروف القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة.

نتيجة النشاط الكيميائي الكبير لعنصر الليثيوم فهو لا يوجد في الطبيعة بصورته الحرّة، لذلك يحفظ عادةً ضمن وسط من زيت معدني. عند درجة حرارة الغرفة وفي وسط جاف تماماً يبقى الليثيوم لفترة طويلة نسبياً قبل أن يتحول إلى نتريد الليثيوم نتيجة تفاعله مع نيتروجين الهواء. وفي الوسط الرطب يتشكّل على سطح الليثيوم النقي طبقة رماديّة من هيدروكسيد الليثيوم. كغيره من الفلزّات القلويّة يتفاعل الليثيوم بعنف مع الماء.

يوجد الليثيوم بآثار قليلة على شكل أملاح في المياه المعدنيّة وكذلك في جسم الإنسان، مع ضرورة الإشارة إلى أنّه لا ينتمي إلى فئة المغذّيات الضروريّة الأساسيّة، إذ لا توجد له أهميّة حيويّة. بالمقابل، فإنّ لبعض أملاح الليثيوم مثل الكربونات أثر طبي وتستخدم ضمن العلاج بالليثيوم لاضطرابات عصبيّة نفسيّة مثل الهوس والاكتئاب والاضطراب ثنائي القطب. لليثيوم العديد من التطبيقات التقنيّة المهمّة، أشهرها دخوله في صناعة بطاريات الليثيوم المختلفة التي تستعمل لمرة واحدة بالإضافة إلى بطارية ليثيوم-أيون القابلة للشحن.

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

الاكتشاف وأصل التسمية [عدل]

يوهان أوغست أرفيدسون، مكتشف عنصر الليثيوم.

عام 1800 اكتشف البرازيلي جوزيه بونيفاسيو دي أندرادا معدن البيتاليت $LiAlSi_4O_{10}$ في منجم في جزيرة أوتو السويدية.[1][2][3] إلّا أنّ تركيب هذا المعدن لم يُعرف حتّى عام 1817 عندما قام الكيميائي يوهان أوغست أرفيدسون باكتشاف وجود عنصر جديد في المعدن أثناء إجراء تجاربه عليه في مختبر بيرسيليوس.[4][5][6] على الرغم من أنّ عنصر الليثيوم يشكّل مركّبات مشابهة للصوديوم والبوتاسيوم، إلّا أنّ الكربونات والهيدروكسيد عند الليثيوم لها انحلالية أقلّ في الماء وهي أكثر قلويّة.[7] سمّى بيرسيليوس المادة القلويّة المترسّبة باسم *ليثيون lithion*، وذلك من الكلمة الإغريقية *λιθος* (ليثوس) والتي تعني الحجر، وذلك للإشارة إلى المعدن الصلب، كما سمّى الفلز المكتشف *ليثيوم*.[2][6][8][9] أظهر أرفيدسون فيما بعد وجود نفس الفلز في معادن أخرى مثل الإسبودومين والليبيدوليت.[2]

في عام 1818، كان العالم كريستيان غميلين أوّل من لاحظ أنّ أملاح الليثيوم تعطي لوناً أحمر زاهي للهب.[2] على الرغم من الاكتشافات التي تمّ التوصّل لها، إلّا أنّ كلّاً من أرفيدسون وغميلين لم يتمكّنا من عزل عنصر الليثيوم النقي من أملاحه.[2][6][10] ولم يحدث ذلك إلا عام 1821، عندما تمكّن وليام توماس براند من الحصول على الليثيوم النقي بإجراء عملية تحليل كهربائي لأكسيد الليثيوم، وهي العمليّة نفسها التي قام بها همفري ديفي للحصول على الفلزّات القلويّة كالصوديوم والبوتاسيوم من أملاحها.[10][11][12][13] قام براند أيضاً بوصف أملاح نقيّة لليثيوم مثل الكلوريد وقدّر بأن الليثيا (أكسيد الليثيوم) يحوي حوالي 55% من الفلز، معتبراً بذلك أن الوزن الذرّي لليثيوم هو حوالي 9.8 غ/مول، في حين أنّه فعلياً 6.94 غ/مول.[14] بنفس الأسلوب، تمكّن روبرت بنسن وأوغوستوس ماتيسن سنة 1855 من إنتاج كمّيّات كبيرة من الليثيوم تكفي لدراسة خواصه وذلك بإجراء عملية تحليل كهربائي لكلوريد الليثيوم.[2][15] هذه العملية فتحت الباب للإنتاج التجاري من الليثيوم، عندما قامت الشركة الألمانية للمعادن *Metallgesellschaft AG* عام 1923 بإنتاج الليثيوم من التحليل الكهربائي لمزيج من كلوريد الليثيوم وكلوريد البوتاسيوم.[2][16][17]

في عام 1917، تمكّن العالم فيلهلم شلنك من اصطناع أول مركب عضوي لليثيوم وذلك من مركبات عضويّة للزئبق.[18]

الإنتاج والتطبيقات [عدل]

مرّ إنتاج واستخدام الليثيوم بمراحل عدّة خلال التاريخ الحديث. ويذكر أن أوّل تطبيق لليثيوم كان استخدامه في إنتاج صابون الليثيوم الذي استخدم في تشحيم محرّكات الطائرات وتطبيقات مشابهة في الحرب العالميّة الثانية. ما ميّز استخدام هذه الصوابين في هذه التطبيقات أنّ صابون الليثيوم له نقطة انصهار عالية مقارنةً مع صوابين الفلزّات القلويّة الأخرى، كما أنّها ذات تأثير أكّال أقلّ مقارنةً مع الصوابين المعتمدة على الكالسيوم.

ازداد الطلب على إنتاج الليثيوم أثناء الحرب الباردة نتيجة سباق التسلح النووي. يُستخدم نظيرا الليثيوم ليثيوم-6 وليثيوم-7 في إنتاج التريتيوم، وذلك عندما تتعرّض للقذف من النيوترونات. كانت الولايات المتحدة الأمريكية المنتج الأول لليثيوم بين أواخر الخمسينات حتّى منتصف الثمانينات من القرن العشرين. كان حوالي 75% من الإنتاج من ليثيوم-6 على شكل هيدروكسيد الليثيوم، والذي كانت كمّيّته تقدّر بحوالي 42 ألف طن. كان لهذه الكمية من ليثيوم-6 تأثير على نسبة نظائر الليثيوم في الطبيعة عند الحاجة إلى إجراء عمليّة تقييس لمعرفة الوزن الذري لليثيوم، وذلك في العديد من المركّبات ذات التطبيق الصناعي أو حتّى في الطبيعة، عند استخدام مثل هذه الأملاح في الإجراءات الكيميائيّة، حيث يمكن أن تُحدث تلوّث للمياه الجوفيّة.[19][20]

استخدم الليثيوم فيما سبق لتخفيض درجة انصهار الزجاج ولتحسين سلوك الانصهار لأكسيد الألومنيوم في عمليّة هول-هيرو.[21][22] كان هذان التطبيقان هما المسيطران على سوق الليثيوم حتّى منتصف التسعينات. انخفضت أسعار الليثيوم بعد انخفاض الطلب عليه بعد توقف سباق التسلح النووي، وقيام الدول المنتجة ببيع الكمّيّات المخزّنة للسوق بأسعار مخفّضة.[20] بعد ظهور استخدام الليثيوم في صناعة البطاريّات، ازداد الطلب عليه مجدّداً، حيث كان هذا المجال هو المسيطر على السوق عام 2007.[23] بالإضافة إلى ذلك، طُوّرت طرق لإنتاج الليثيوم وذلك بالاستخراج من المحاليل المركّزة للأملاح، وظهرت شركات جديدة لتلبّي هذا الطلب.[24][25]

الوفرة الطبيعية [عدل]

على الأرض [عدل]

منجم سالار دو أويوني في بوليفيا الذي يستخرج منه الليثيوم

على الرغم من أنّ الليثيوم واسع الانتشار على الأرض، إلّا أنّه لا يوجد بصورته الحرّة نتيجة نشاطه الكيميائي الكبير.[8] يوجد الليثيوم على شكل أملاح في مياه البحار بنسبة تركيز ثابتة تتراوح بين 0.14 إلى 0.25 جزء في المليون (ppm)، بحيث أنّ الكمّيّة الكلّيّة تقدّر بحوالي 230 بليون طن.[26][27][28] يمكن أن تزيد هذه النسبة بالقرب من المنافس الحراريّة المائيّة إلى حوالي 7 أجزاء في المليون.[27]

على الرغم من وفرته النسبية، فإنّ الليثيوم غالباً ما يوجد بتراكيز ضئيلة، إن كان في المحاليل الملحيّة المركزة أو في معادنه، ممّا يصعّب من مهمة الحصول عليه.[29][30] تقدّر نسبة الليثيوم في القشرة الأرضية بحوالي 20 إلى 70 جزء في المليون وزناً،[31][32] وهو بذلك يوجد في القشرة الأرضية بنسبة أقلّ من الزنك والنحاس والتنغستن، ولكن بنسبة أكبر من الكوبالت والقصدير والرصاص. يدخل الليثيوم في تركيب الصخور الناريّة، ويكون أكثر تركيزاً في الغرانيت، بالإضافة إلى صخور البيغماتيت الغرانيتيّة، والتي توفر كمّيّة معتبرة من المعادن الحاوية على الليثيوم مثل الإسبودومين والبيتاليت.[31] يُحصل أيضاً على الليثيوم من الليبيدوليت،[33] والأمبليغونيت، ومؤخّراً من وحل الهكتوريت.[34] عند نسبة مقدارها 20 مغ لكل كيلوغرام واحد، فإنّ الليثيوم يقع ترتيبه في المركز الخامس والعشرين من حيث ترتيب العناصر في القشرة الأرضيّة.[35]

يتوفّر الليثيوم بكمّيّات جيّدة في منجم سالار دو أويوني في بوليفيا، وذلك بكمّيّات تقدّر بحوالي 5.4 مليون طن. حسب تقديرات الماسح الجيولوجي الأمريكي عام 2010، فإنّ تشيلي تملك أكبر احتياطي من الليثيوم، والذي يقدّر بحوالي 7.5 مليون طن.[36] تعدّ أستراليا والأرجنتين والصين من الدول التي تحوي كمّيّات وفيرة من هذا الفلزّ، كما تعد كندا وروسيا والولايات المتحدة الأمريكية من الدول الحاوية على كمّيّات من خامات الليثيوم.[37][38] في عام 2010، جرت عمليّات كشف جيولوجيّة في بحيرات ملحيّة جافة غربي أفغانستان، بالإضافة إلى موقع في ولاية غزني الأفغانيّة، حيث يقدّر وجود كمّيّات معتبرة من فلز الليثيوم.[39][40]

في الكون [عدل]

حسب النظريّات الكونيّة الحديثة، فإنّ الليثيوم بنظيريه الثابتين ليثيوم-6 و ليثيوم-7 كان أحد ثلاث عناصر تشكّلت بعد الانفجار العظيم.[41] رغم ذلك، فإنّ نسبة الليثيوم في الكون أقلّ من عنصري الهيدروجين والهيليوم، وذلك مثل العناصر الخفيفة الأخرى كالبيريليوم والبورون، وذلك نتيجة انخفاض الحرارة اللازمة لإفنائه، ولعدم توفّر عمليّات تخليق جديدة له.[42]

وجد أنّ النجوم الأقدم تستهلك الليثيوم وتنقله إلى داخلها حيث تفنيه.[43] بالمقابل، فإنّه في النجوم الأحدث تحدث عمليّة تحوّل لليثيوم إلى ذرّتي هيليوم نتيجة الاصطدام مع بروتون عند درجات حرارة تتجاوز 2.4 مليون درجة سلسيوس. ولكن رغم ذلك، فإنّ الليثيوم في النجوم الأحدث له وفرة أكبر منه في النجوم الأقدم، وذلك لأسباب لا يزال البحث مستمرّاً لإيجاد تفسير لهذه الظاهرة.[11]

يوجد الليثيوم أيضاً في الأقزام البنيّة، وهي نجوم هزيلة ذات حرارة أقلّ من أقرانها، وذلك على العكس من نجوم الأقزام الحمراء الأكثر سخونة، والتي تقوم بإفناء الليثيوم. بناءً على ذلك، يمكن إجراء ما يدعى *اختبار الليثيوم* للتمييز بين الاثنين، خاصّة أنّ كليهما أقلّ حجماً من الشمس.[11][44][45][46] وجد أيضاً أن بعض النجوم البرتقاليّة تحوي تراكيز عالية من الليثيوم.[11]

في الأحياء [عدل]

يوجد الليثيوم بكمّيّات نزيرة في العديد من النباتات واللافقاريات بتراكيز تتراوح بين 69 إلى 5760 جزء في البليون، في حين أن تركيزه في الفقاريات أقلّ من ذلك، حيث أن التركيز فيها يتراوح بين 21 إلى 763 جزء في البليون.[27] بشكل عام، فإن الأحياء البحرية تحوي نسبة أكثر من الليثيوم مقارنة مع الأحياء على اليابسة.[47] لا يعرف للآن إن كان لليثيوم دوراً حيوياً في هذه الكائنات،[27] إلاّ أنّ الدراسات الغذائيّة عند الثدييات أظهرت أهميّته بالنّسبة للصحّة، بحيث ظهرت اقتراحات بجعل الليثيوم لهذه الكائنات أحد العناصر النادرة الأساسيّة، وقدّرت الكمية المنصح بإعطائها بحوالي 1 مغ في اليوم.[48] يوجد الليثيوم طبيعياً في مياه الشرب وفي بعض المغذّيات، مثل اللحم والسمك والبيض ومشتقات الحليب. على سبيل المثال، فإنّ كلّ 100 غرام لحم حيواني تحوي 100 ميكروغرام ليثيوم.[49] أظهرت دراسة في اليابان عام 2011 احتماليّة وجود علاقة بين طول عمر عيّنة من الأشخاص مع وجود نسبة طبيعيّة من الليثيوم في مياه الشرب.[50]

الإنتاج والتحضير [عدل]

طالع أيضاً: قائمة الدول حسب إنتاج الليثيوم

يُحصل على الليثيوم بفصله من معادنه مثل إسبودومين وبيتاليت وليبيدوليت وذلك عن باقي الفلزّات الأخرى الداخلة في تركيبها. كما يحصل على أملاحه من البحيرات الملحيّة ومن الينابيع المعدنيّة ومن الترسّبات الملحيّة.

يُحضّر الليثيوم من محاليله الملحيّة (غالباً على شكل كلوريد الليثيوم) بإجراء عمليّة تبخر للماء وبإضافة كربونات الصوديوم (الصودا). يوضع المزيج في أحواض وتعرّض لأشعة الشمس لرفع التركيز بحيث نحصل على راسب من كربونات الليثيوم.

$$2\,LiCl + Na_2CO_3 \longrightarrow Li_2CO_3\downarrow + 2\,NaCl$$

يعدّ كربونات الليثيوم الشكل الصلب الشائع الذي يحصل عليه من المناجم ويعرض في السوق العالميّة. للحصول على الشكل الفلزّي من الليثيوم تجرى عملية تحليل كهربائي. في البداية يعالج ملح كربونات الليثيوم بحمض الهيدروكلوريك (حمض كلور الماء) حيث يتشكّل محلول كلوريد الليثيوم ويتحرّر غاز ثنائي أكسيد الكربون في العمليّة حسب المعادلة:

$$Li_2CO_3 + 2\,H_3O^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow 2\,Li^+ + 2\,Cl^- + CO_2\uparrow + 3\,H_2O$$

ينبغي أن تصنع المنشآت التي تجرى فيها العملية من نوع خاص من الفولاذ أو من خلائط النيكل، حيث أن محاليل الكلوريد أكّالة. ينتج الليثيوم الفلزّي من التحليل الكهربائي لمصهور مزيج من 55% كلوريد الليثيوم و45% كلوريد البوتاسيوم عند درجة حرارة تبلغ حوالي 450 °س.[51]

$$Li^+ + e^- \xrightarrow[\text{Electolysis}]{450\,^\circ C} Li$$

أو على الشكل التالي

$$KCl + LiCl \xrightarrow[\text{Electolysis}]{450\,^\circ C} K + Li + Cl_2$$

يتجمّع الليثيوم السائل على سطح الكهرل حيث يفصل فيما بعد، وفي هذه الحالة لا ينفصل البوتاسيوم لأن له كمون مسرى أقل في مصهور الكلوريد. بالمقابل، يمكن لآثار من الصوديوم أن تنفصل مع الليثيوم، ممّا يجعله أكثر فعاليّة كيميائيّة، وهذا أمر محبّذ في حال استخدام الليثيوم في الاصطناع العضوي، لكنّه غير محبّذ في حال استخدام الليثيوم في صناعة البطاريّات.

إنتاج الليثيوم عام 2011، وتقديرات الاحتياطي منه معبرا عنها بالأطنان[37]

البلد	الإنتاج	الاحتياطي
الأرجنتين	3,200	850,000
أستراليا	9,260	970,000
البرازيل	160	64,000
كندا (2010)	480	180,000
تشيلي	12,600	7,500,000
الصين	5,200	3,500,000
البرتغال	820	10,000
زيمبابوي	470	23,000
الإجمالي العالمي	**34,000**	**13,000,000**

قدّر الاحتياطي العالمي من الليثيوم من الماسح الجيولوجي الأمريكي عام 2008 بحوالي 13 مليون طن.[37] تتوافر مناجم الليثيوم بكثرة في أمريكا الجنوبيّة وذلك من البحيرات الملحيّة عبر جبال الأنديز، حيث تعدّ تشيلي البلد الأول في قائمة منتجي الليثيوم، تليها الأرجنتين. تعدّ بوليفيا، الواقعة على السفح الشرقي من جبال الأنديز، من الدول التي لديها احتياطي كبير من الليثيوم. في عام 2009، كانت بوليفيا تفاوض دولاً مثل اليابان وفرنسا من أجل البدء في استخراج الليثيوم من صحراء أويوني، والتي تقدّر كمّيّة الليثيوم التي تحويها بحوالي 5.4 مليون طن.[52][53] يُحصل على الليثيوم في الولايات المتّحدة أيضاً من البحيرات المالحة في نيفادا،[54] ومؤخّراً تمّ اكتشاف مواقع جديدة في وايومنغ تقدّر إنتاجيّتها بحوالي 228 ألف طن، في حين أنّ الاحتياطي قدّر بحوالي 18 مليون طن.[55]

في عام 1998، كان سعر الكيلوغرام الواحد من الليثيوم حوالي 95 دولار أمريكي.[56] بعد الأزمة العالمية عام 2008، قام مزوّدو الليثيوم الرئيسيّون مثل شركة *Sociedad Química y Minera* بتخفيض سعر ملح كربونات الليثيوم بمقدار 20%.[57] إنّ الاستهلاك العالمي من الليثيوم في ازدياد نتيجة الطلب على بطاريّات الليثيوم بمعدّل 25% في السنة، لذلك فإنّه من المتوقّع أن يقفز هذا الاستهلاك العالمي من 150 ألف طن عام 2012 إلى 300 ألف طن سنوياً عام 2020.[58]

من المصادر المحتملة لليثيوم استخدام الآبار الحراريّة الأرضيّة، حيث أن السوائل الراشحة من جوف الأرض تحمل نسب من الليثيوم، حيث أجريت عمليات استحصال عليه في هذه المواقع.[59][60]

النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر الليثيوم**.

يتوافر الليثيوم طبيعيّاً على شكل نظيرين مستقرّين، وهما ليثيوم-6 ^6Li وليثيوم-7 ^7Li، علماً أنّ النظير ليثيوم-7 هو الأكثر من حيث الوفرة الطبيعية (92.5%).[8][11][61] إنّ طاقة الارتباط النوويّة لكل نوية بالنسبة للنظيرين الطبيعيّين منخفضة مقارنةً مع العنصرين المجاورين الأخف والأثقل، أي الهيدروجين والبيريليوم، ممّا يعني أنّ الليثيوم هو الوحيد من بين العناصر الخفيفة المستقرّة الذي يمكن أن يعطي طاقة صافية نتيجة الاندماج النووي.

هنالك سبعة نظائر مشعّة لليثيوم، أكثرها ثباتاً هو النظير ليثيوم-8 ^8Li، والذي له عمر نصف مقداره 838 ميلي ثانية وليثيوم-9 ^9Li بعمر نصف 178 ميلي ثانية. إنّ باقي النظائر المشعّة لها أعمار نصف أقل من 8.6 ميلي ثانية، أقلّها هو النظير ليثيوم-4 ^4Li والذي عمر النصف له يبلغ 7.6×10^{-23} ثانية.[62]

يعدّ النظير ليثيوم-7 ^7Li أحد النويدات الابتدائيّة التي تشكّلت في تخليق الانفجار العظيم النووي. تنتج كمّيّات صغيرة من النظيرين ليثيوم-6 وليثيوم-7 في النجوم، لكنّها تستهلك في عمليّة تدعى احتراق الليثيوم فور إنتاجها.[63] تنتج كمّيّات صغيرة أخرى من النظيرين ليثيوم-6 وليثيوم-7 من أثر الرياح الشمسيّة والأشعة الكونيّة على العناصر الأثقل، ومن الاضمحلال الإشعاعي لنوى نظيري البيريليوم بيريليوم-7 ^7Be وبيريليوم-10 ^{10}Be.[64] ينتج النظير ليثيوم-7 ^7Li أيضاً في النجوم الكربونيّة.[65]

يتجزّأ نظيري الليثيوم الطبيعيين تدريجياً من خلال عدّة عمليّات طبيعيّة،[66] من ضمنها تشكّل المعادن (ترسيب كيميائي) والاستقلاب والتبادل الأيوني. تحلّ أيونات الليثيوم محلّ أيونات المغنيسيوم والحديد في معادن الغضار التي لها بنية ثمانية السطوح، حيث تفضّل نوى ليثيوم-6 ^6Li على ليثيوم-7 ^7Li، ممّا يؤدي إلى تخصيب النظير الأخف في هذه المعادن وفي الصخور التي تحويها.

كان إنتاج الأسلحة النوويّة أحد المصادر الرئيسيّة لعمليّة تجزئة النظائر الاصطناعيّة، حيث كان يحتفظ بالنظير الأخف ليثيوم-6 لتطبيقات صناعيّة وعسكريّة إلى حدّ أثّر على نسبة التوزّع الطبيعيّة بين النظيرين ^6Li إلى ^7Li. أدّت هذه الظاهرة إلى حدوث عدم يقين في تقييس الوزن الذري لليثيوم، حيث أنّ قيمة الوزن الذري تعتمد على التوزّع الطبيعي للنظائر في مصادر الليثيوم المعدنيّة المتوفّرة تجاريّاً.[19]

ينتج نظير الليثيوم ^7Li بكمّيّات صغيرة في المحطّات النوويّة من تفاعل النظير بورون-10 ^{10}B مع النيوترونات [67] حسب التفاعل النووي:

$$^{10}_{5}B + n \rightarrow {}^{7}_{3}Li + {}^{4}_{2}He + \gamma$$

إنّ النظير ليثيوم-7 عبارة عن بوزون،[68] في حين أنّ النظير ليثيوم-6 هو فرميون. جرى مؤخّراً التوصّل إلى تحضير جزيئات من النظير ليثيوم-6 في حالة الميوعة الفائقة.[69]

يمكن فصل نظائر الليثيوم عن بعضها باستخدام تقنية فصل النظائر بالليزر للبخار الذري.[70]

الخواص الفيزيائية [عدل]

الليثيوم يطفو في الزيت

حبيبات ليثيوم مغطّاة بهيدروكسيد الليثيوم الأبيض (يمين) وقطع من الليثيوم مغطّاة بطبقة رقيقة من نتريد الليثيوم الأسود (يسار)

يتميّز الليثيوم بأنّ كثافته منخفضة، إذ أنّه هو الأخف وزناً من جميع العناصر الأخرى الصلبة في درجة حرارة الغرفة، حيث تصل كثافته إلى 0.534 غ/سم^3[71] هذه الكثافة المنخفضة لليثيوم مقاربة لكثافة خشب الصنوبر، وهي أقلّ بحوالي 60% من العنصر التالي من حيث ترتيب الكثافة (البوتاسيوم والذي كثافته 0.862 غ/سم^3) حتّى أنّها أقلّ من كثافة النيتروجين السائل (0.808 غ/سم^3). يمكن لليثيوم أن يطفو في الزيوت الهيدروكربونيّة، وهو مع الصوديوم والبوتاسيوم أحد ثلاثة فلزّات، والتي يمكن أن تطفو على سطح الماء. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ الليثيوم طري جداً، بحيث يمكن قطعه بسكّين، ويكون مقطعه ذو لون أبيض فضي، والذي يتحوّل مباشرة إلى اللون الرمادي نتيجة الأكسدة.[8] تبلغ نقطة انصهار الليثيوم حوالي 180°س، وهي، رغم انخفاضها بالنسبة للفلزّات الصلبة، فإنّها بذلك أعلى نقطة انصهار بين الفلزّات القلويّة.[72]

إنّ معامل التمدّد الحراري لليثيوم هو حوالي ضعف قيمته بالنسبة للألومنيوم وحوالي أربعة أضعاف للحديد.[73] إنّ لليثيوم أعلى قيمة سعة حراريّة نوعيّة لأيّ عنصر صلب، حيث تبلغ قيمتها 3.58 كيلوجول لكل كيلوغرام-كلفن.[54][74] يصبح الليثيوم موصلية فائقة دون 400 ميكروكلفن عند الضغط النظامي،[75] وعند ضغوط مرتفعة (أكثر من 20 غيغاباسكال) فإنّ الموصليّة الفائقة يُحصل عليها بدرجات حرارة حوالي 9 كلفن.[76] مثل باقي الفلزات فإنّ الليثيوم له ناقليّة كهربائيّة جيّدة، وهي تعادل 18% من ناقليّة النحاس.[32]

إنّ الليثيوم كباقي الفلزّات القلويّة له بنية بلّوريّة مكعّبة مركزية الجسم، له الزمرة الفراغيّة m3m وثابت الشبكة البلّوريّة له يبلغ 351 بيكومتر.[77] عند 4.2 كلفن، فإنّ الليثيوم لديه بنية حسب النظام البلوري الثلاثي،[78] وعند درجات حرارة أعلى من ذلك فإنّه يتحول إلى نظام بلّوري مكعّب الوجه، ومنه إلى نظام بلّوري مكعّب مركزي الجسم. أظهرت دراسة أنّه يمكن الحصول على عدة أشكال متآصلة من الليثيوم عند ضغوط مرتفعة.[79] على الرغم من أن المغنيسيوم يتبلور في النظام البلّوري السداسي فإنّ الليثيوم يمكن أن تحدث له بلورة مشتركة مع المغنيسيوم بحيث تحصل خليطة للفلزّين.[80]

طول الرابطة في ثنائي الليثيوم.

يبدي أيون الليثيوم أعلى حرارة إماهة من بين الفلزّات القلويّة الأخرى (−520 كيلوجول/مول)،[81] بذلك فإنّ أيون الليثيوم في الماء يتميّه بالكامل، ويجذب إليه جزيئات الماء. يشكّل أيون الليثيوم كرتي إماهة حوله، واحدة داخليّة مكوّنة من أربع جزيئات ماء، والتي تكون ذرات الأكسجين فيها مرتبطة بشكل قوي بأيون الليثيوم، ومن كرة إماهة خارجيّة، والتي تتشكّل عن طريق جسور هيدروجينيّة بين جزيئات ماء إضافيّة وبين كرة الإماهة الداخليّة $Li[H_2O]_4^+$، بالتالي يكون نصف القطر الأيوني لأيون المميّه كبير، وذلك بشكل أكبر حتى من أيونات الفلزّات القلويّة الثقيلة مثل الروبيديوم والسيزيوم.

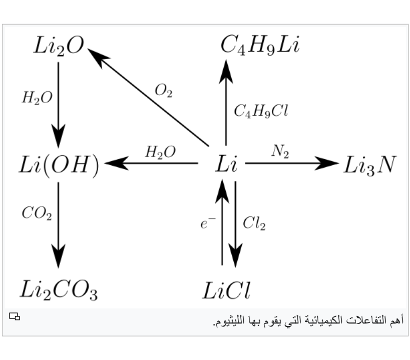
إنّ الليثيوم في الحالة الغازية يكون ليس فقط على شكل أحادي الذرة، إنّما أيضاً على شكل ثنائي الذرة يدعى ثنائي الليثيوم Li_2. تكون الرابطة المتشكّلة ذات صفة مدار ذري من النمط s، والتي تكون ذات طاقة منخفضة ملائمة. يبلغ طول الرابطة في ثنائي الليثيوم 267.3 بيكومتر، وله طاقة ارتباط مقدارها 101 كيلوجول/مول.[82] يظهر الليثيوم في حالته الغازية خواص مغناطيسية حديدية وذلك تحت شروط خاصة معينة.[83]

الخواص الكيميائية [عدل]

كبقية الفلزّات القلويّة فإنّ الليثيوم لديه إلكترون تكافؤ وحيد، والذي يمكن بسهولة التخلّي عنه والتحوّل إلى كاتيون.[8] لذلك، فإنّ الليثيوم نشط كيميائيّاً مقارنةً مع باقي العناصر الكيميائيّة، رغم أنّه أقلّ الفلزّات القلويّة من حيث النشاط الكيميائي، بسبب قرب الإلكترون التكافؤي لليثيوم من النواة، إذ أنّه كلّما كبر قطر الذرّة كلّما سهل التخلّي عن الإلكترون التكافؤي في المدار الأخير.[8]

يتفاعل الشكل الفلزّي النقي منه مع الماء بشكل ناشر للحرارة، بحيث يتحرر غاز الهيدروجين ويتشكّل هيدروكسيد الليثيوم في المحلول.[8] إنّ لليثيوم خاصّيّة تميّزه عن باقي الفلزّات القلويّة وهي تفاعله مع النيتروجين الجزيئي ليشكّل نتريد الليثيوم، وذلك حتّى في درجة حرارة الغرفة.

$$6\,Li + N_2 \xrightarrow{20\,^\circ C} 2\,Li_3N$$



أهم التفاعلات الكيميائية التي يقوم بها الليثيوم.

تعود هذه الخاصيّة إلى ارتفاع كثافة الشحنة لأيونات Li^+، وبالتالي نتيجة طاقة الشبكة البلّوريّة العالية لنتريد الليثيوم. بذلك يعدّ الليثيوم الفلزّ الوحيد الذي يتفاعل مع النيتروجين في الشروط العاديّة.[84][85]

لمنع تفاعل الليثيوم مع الوسط المحيط الرطب ينبغي حفظه بطبقة من الهيدروكربونات مثل الفازلين، في حين أنّ باقي الفلزّات القلويّة تحفظ في الكيروسين وفي زيت البرافين، وذلك لانخفاض كثافة الليثيوم وصعوبة غمره في السوائل الهيدروكربونية.[11] يشتعل الليثيوم النقي ويحترق عند تعرضه لأكسجين الهواء وعند التماس مع الماء أو الرطوبة.[86]

يتفاعل فلز الليثيوم مع غاز الهيدروجين عند درجات حرارة مرتفعة ليشكّل هيدريد الليثيوم.[87]

يبلغ الكمون النظامي لليثيوم −3.04 فولت، وهو بذلك له أقلّ كمون بين عناصر الجدول الدوري.[88]

إنّ القطر الأيوني لأيون الليثيوم Li^+ وأيون المغنيسيوم Mg^{+2} متقاربين، لذلك فإنّ هناك تشابه كبير في الخواص. هذا التشابه في الخواص بين عنصرين ينتميان لمجموعتين متجاورتين في الجدول الدوري تدعى باسم العلاقة القطريّة. على هذا الأساس، فإنّ الليثيوم مثل المغنيسيوم، وعلى العكس من الصوديوم، يشكّل مركّبات عضويّة فلزّيّة. من الخواص الأخرى المتشابهة بين الليثيوم والمغنيسيوم تشكيل النتريد عند التفاعل مع النيتروجين، وتشكيل الأكسيد وفوق الأكسيد عند الاحتراق في الأكسجين، بالإضافة إلى خواص الانحلاليّة المتشابهة وعدم الثباتيّة الحراريّة لأملاح الكربونات والنتريدات.[31][89]

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

تلوّن اللهب باللون الأحمر القرمزي بسبب وجود أملاح الليثيوم.

إنّ الليثيوم مركّب نشط كيميائيّاً ويشكّل العديد من المركّبات الكيميائيّة مع اللا فلزات، حيث يكون له دائماً حالة الأكسدة +I. لهذه المركبات غالباً صفة أيونيّة، ولكن توجد هنالك صفة تساهميّة للرابطة في بعض مركّبات الليثيوم الأخرى وذلك على العكس من باقي الفلزّات القلويّة. فلذلك وعلى العكس من أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم الموافقة، فإنّ العديد من أملاح الليثيوم تنحل بشكل جيد في المذيبات العضويّة مثل الأسيتون أو الإيثانول.

يشكّل الليثيوم الهاليدات الموافقة: فلوريد LiF وكلوريد LiCl وبروميد LiBr ويوديد الليثيوم LiI. بالإضافة إلى ذلك، يشكّل الليثيوم العديد من المركّبات اللاعضوية مثل Li_2S وLiO_2 وLi_2C_2. من مركّبات الليثيوم الأخرى البورات $Li_2B_4O_7$ والأميد $LiNH_2$ والكربونات Li_2CO_3 والنترات $LiNO_3$. عند درجات حرارة مرتفعة يتفاعل الهيدروجين والليثيوم ليشكّل الهيدريدات البسيطة مثل هيدريد الليثيوم LiH، والمعقّدة مثل البوروهيدريد $LiBH_4$ وهيدريد ألومنيوم الليثيوم $LiAlH_4$. إنّ صابون الليثيوم هو ملح الليثيوم للأحماض الدهنية وله استخدامات في التشحيم.

بالمقابل، يشكّل الليثيوم عدّة مركّبات فلزّية عضويّة تكون الرابطة فيها بين الليثيوم والكربون رابطة تساهميّة مستقطبة بحيث يحصل فيها على كربانيون. تكون المركّبات الناتجة كواشف كيميائيّة ذات صفات قاعديّة ومحبّة للنواة قويّة. يميل أيون الليثيوم في هذه المركّبات العضويّة إلى التجمّع على شكل عناقيد وتكتّلات ذات تناظر عال، والتي هي صفة في الكاتيونات القلويّة.[90] من مركّبات الليثيوم العضويّة المعروفة هناك ن-بوتيل الليثيوم وثلاثي بوتيل الليثيوم وميثيل الليثيوم بالإضافة إلى فينيل الليثيوم. تعدّ أميدات الليثيوم من النمط $LiNR_2$ طائفة أخرى من مركّبات الليثيوم العضويّة، يُعرف منها ثنائي إيزوبروبيل أميد الليثيوم (LDA) ومضاعف (ثلاثي ميثيل سيليل) أميد الليثيوم (LHMDS).

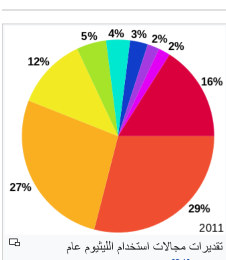
الكشف عن الليثيوم [عدل]

بشكل عام، تعطي أملاح الليثيوم عند تعريضها للهب لوناً أحمر قرمزي، ولكن عند حرقها بالكامل فإنّ اللهب يصبح ذو لون فضي. تستخدم هذه الخاصّة في اختبار اللهب للكشف عن الليثيوم. تقع الخطوط الطيفية الرئيسيّة المميّزة لليثيوم عند طول موجة مقداره 670.776 و 670.791 نانومتر، في حين أنّ بعض الخطوط الطيفيّة الصغيرة تقع عند 610.3 نانومتر. تستخدم هذه البيانات لتحليل الليثيوم باستخدام القياس الضوئي.

من الصعب الكشف عن الليثيوم بشكل كمّي باستخدام طرق التحليل الكيميائي التقليديّة الرطبة، حيث أنّ معظم أملاح الليثيوم سهلة الانحلال. إحدى الوسائل للقيام بذلك هو إجراء عمليّة ترسيب لملح فوسفات الليثيوم، وذلك من خلال إضافة فوسفات ثنائي الصوديوم Na_2HPO_4 في وسط قلوي من محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى العيّنة المراد تحليلها. بإجراء عملية تسخين يترسّب ملح أبيض من فوسفات الليثيوم في حال وجود أيونات Li^+ حسب المعادلة:

$$3\,Li^+ + HPO_4^{2-} + OH^- \rightarrow Li_3PO_4\downarrow + H_2O$$

الاستخدامات [عدل]



تقديرات مجالات استخدام الليثيوم عام 2011.[91]

الزجاج والخزف [عدل]

يستخدم أكسيد الليثيوم بشكل واسع في مجال صناعة الزجاج كصهارة وذلك من أجل معالجة السيليكا،[15] حيث تعمل على تخفيض درجة انصهار ولزوجة المواد الداخلة في العمليّة، كما تؤدي إلى تزجيج الخزف بخواص فيزيائيّة محسّنة، من ضمنها انخفاض قيمة معامل التمدّد الحراري. يعدّ هذا التطبيق من أكبر استخدامات مركّبات الليثيوم.[91] يستخدم مركّب كربونات الليثيوم كمادّة أوليّة لهذا التطبيق، حيث أنّه يعطي أكسيد الليثيوم إثان التسخين.[92]

الإلكترونيّات [عدل]

في مجال الإلكترونيّات جرى مؤخراً استخدام الليثيوم بشكل كبير في صناعة البطاريّات وذلك إمّا بدخوله في تركيب المحالل الكهرلية أو في المساري، وذلك لكون قيمة كمون المسرى ونسبة الطاقة إلى الوزن بالنسبة لليثيوم مرتفعة. على سبيل المثال، فإنّ بطارية ليثيوم-أيون يمكن أن تولّد حوالي 3 فولت لكلّ خلية، مقابل 2.1 فولت لبطارية الرصاص أو 1.5 فولت لبطارية زنك-كربون. إنّ بطارية ليثيوم-أيون هي بطاريّات قابلة لإعادة الشحن وذات كثافة طاقة عالية، في حين أنّ بطارية الليثيوم بشكل عام هي بطاريّات تستخدم لمرة واحدة، ويكون فيها الليثيوم أو أحد مركّباته كمصعد.[93][94] من بطاريّات الليثيوم التي يمكن إعادة شحنها بطارية ليثيوم بوليمر وبطارية فوسفات حديد-ليثيوم.

شحوم التزليق [عدل]

من الاستعمالات التي يدخل الليثيوم فيها هو استخدامه في تركيب شحوم التزليق. إنّ هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قويّة، عندما تسخّن مع دهن يحدث تفاعل تصبّن ونحصل على صابون الليثيوم. لهذا الصابون خاصّيّة تثخين الزيوت، ولذلك يستخدم في تصنيع شحوم التزليق.[54][95][96]

التعدين [عدل]

يستخدم الليثيوم في مجال التعدين كمادة دافقة من أجل اللحام العادي وبالقصدير. كما يدخل في صناعة الخزف والمينا المزجج والزجاج. إنّ سبائك فلزّ الليثيوم مع الألومنيوم والكادميوم والنحاس والمنغنيز تستخدم في صناعة أجزاء الطائرات.[97]

العلاج الطبي [عدل]

بطاريّة الليثيوم

يعدّ العلاج بالليثيوم أحد الوسائل لمعالجة مرض الاضطراب ثنائي القطب.[98] كما أنّ أملاح الليثيوم مثل كربونات الليثيوم تستخدم من أجل علاج الاضطراب الفصامي العاطفي والاضطراب الاكتئابي، حيث أنّ أيون الليثيوم Li^+ هو القسم الفعّال في هذه الأملاح.[98] تجدر الإشارة أنّه على النساء الحوامل تجنّب استخدام هذه الأملاح في العلاج إذ وجد لها علاقة في حدوث تشوّهات قلبيّة للجنين.[99]

تجري الأبحاث حول استخدام الليثيوم كأحد الوسائل لعلاج الصداع العنقودي.[100]

تطبيقات نوويّة [عدل]

يستخدم النظير ليثيوم-6 كمصدر لإنتاج التريتيوم وكمادّة من أجل اصطياد النيوترون في الاندماج النووي. يحوي الليثيوم الطبيعي على 7.5% من النظير ليثيوم-6، والذي أنتجت كمّيّات كبيرة منه باستخدام تقنيّة فصل النظائر من أجل الاستخدام في صناعة الأسلحة النوويّة.[101] بالمقابل، فإنّ النظير ليثيوم-7 له أهمّيّة لاستخدامه كمادّة تبريد في المفاعلات النوويّة.[102]

استخدم ديوتيريد الليثيوم كوقود في اختبار القنبلة الهيدروجينيّة الأمريكيّة، والتي كان لها الاسم المستعار Castle Bravo.

استخدم ديوتيريد الليثيوم (LiD)، وهو مركّب يحلّ فيه الديوتيريوم مكان الهيدروجين في هيدريد الليثيوم) كوقود في النسخ الأولى من القنبلة الهيدروجينيّة. عند قذف الليثيوم بالنيوترونات فإنّ كلّ من النظيرين ^6Li و ^7Li ينتجان التريتيوم، والذي يتّحد مع الديوتيريوم في تفاعل اندماج نووي. لا يزال الليثيوم-6 له تطبيقات في مجال الأسلحة النوويّة.[103]

يدرس مستقبلاً إمكانيّة استخدام الليثيوم لإنتاج التريتيوم من أجل توليد الطاقة بالاندماج وذلك في مفاعلات الاندماج بالحصر المغناطيسي. ينتج التريتيوم من تفاعل النيوترونات الموجودة في البلازما مع غطاء المفاعل الحاوي على الليثيوم حسب التفاعل:

$$^{6}_{3}Li + n \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{3}_{1}H$$

كما يستخدم الليثيوم كمصدر لجسيمات ألفا، وذلك من قذف نوى النظير ليثيوم-7 ^7Li بالبروتونات المسرّعة، حيث يتشكّل بيريليوم-8 ^8Be والذي يخضع بدوره إلى تفاعل انشطار ليعطي جسيمتي ألفا. كان هذا التفاعل من أوائل التفاعلات النوويّة المحضّرة اصطناعيّاً، والتي جرى تحضيرها لأوّل مرّة عام 1932 من قبل جون كوكروفت وإيرنست والتون.[104][105]

يدخل مركّب فلوريد الليثيوم عندما يخصّب بالنظير ليثيوم-7 في تركيب المزيج الفلوريدي الملحي $LiF\text{-}BeF_2$ وذلك مع فلوريد البيريليوم، والمستخدم في مفاعلات الملح المنصهر. يعود اختيار فلوريد الليثيوم إلى الثباتيّة العالية للمركّب، ولكون المزيج $LiF\text{-}BeF_2$ ذو نقطة انصهار منخفضة. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ كلّ من ^7Li و Be و F تعدّ من النويدات التي لها مقطع نيوتروني منخفض بحيث أنّها لا تؤثّر على تفاعل الانشطار داخل المفاعل.[106]

تطبيقات كيميائيّة وصناعيّة مختلفة [عدل]

التقانة الناريّة [عدل]

نظراً للون القرمزي الذي يمنح الليثيوم للهب عند احتراقه، فإنّ مركّبات الليثيوم تستخدم في صناعة الألعاب الناريّة والمواد المتوهجة.[54][107][108]

معالجة الهواء [عدل]

إنّ كلوريد الليثيوم وبروميد الليثيوم مركّبات شرهة للماء تسحب الماء من الوسط المحيط حولها، لذلك تستخدم كمجفّفات للتيّارات الغازيّة.[54] تستخدم أملاح هيدروكسيد الليثيوم وفوق أكسيد الليثيوم في الأماكن المغلقة مثل المركبات الفضائيّة والغوّاصات من أجل إزالة غاز ثنائي أكسيد الكربون ولتنقية الهواء. يمتصّ هيدروكسيد الليثيوم غاز CO_2 من الهواء حيث تتشكّل الكربونات. لا يقوم فوق أكسيد الليثيوم بامتصاص غاز ثنائي أكسيد الكربون فحسب، ولكنّه يحرّر غاز الأكسجين [109][110] حسب التفاعل:

$$2\,Li_2O_2 + 2\,CO_2 \longrightarrow 2\,Li_2CO_3 + O_2$$

تستخدم أملاح الليثيوم المذكورة بالإضافة إلى فوق كلورات الليثيوم في تركيب مولّدات الأكسجين الكيميائية التي تزوّد الغوّاصات بغاز الأكسجين.[111]

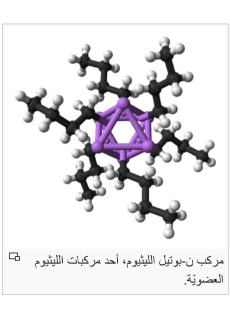
البصريّات [عدل]

إنّ فلوريد الليثيوم مادّة شفّافة صافية والتي تستخدم في صناعة المواد البصريّة كالعدسات في أجهزة الأشعة تحت الحمراء وفوق البنفسجيّة. تتميّز هذه المادّة بأن قرينة الانكسار لها منخفضة، وأنّ لها أبعد مدى انتقال في مجال الأشعة فوق البنفسجية.[112] يدخل فلوريد الليثيوم أيضاً في تركيب عدسات المقاريب.[54][113]

يستخدم مسحوق فلوريد الليثيوم الناعم في مقياس الجرعة الحراري الضوئي (TLD)، حيث أنّه في حال تعرّض مادّة للإشعاع يحدث تراكم للعيوب البلوريّة، وعندما تسخّن البلّورة فإنّ هذه العيوب تحلّ عن طريق إطلاق إشعاع ذو لون مزرق تكون شدّته متناسبة مع جرعة الطاقة الممتصة، ممّا يمكّن من تعيينها كمّيّاً.[114]

إنّ الصفات اللاخطية العالية لمركّب نيوبات الليثيوم تجعله مستخدماً في مجال البصريّات اللاخطيّة، وذلك على شكل متذبذب بلوري في الهواتف المحمولة وفي المضمّنات البصريّة.

الكيمياء العضوية والبوليميرات [عدل]



مركب ن-بوتيل الليثيوم، أحد مركبات الليثيوم العضويّة.

تستخدم مركّبات الليثيوم العضويّة، التي تحضّر من تفاعل فلزّ الليثيوم مع هاليدات الألكيل،[115] بكثرة في مجال صناعة البوليميرات وفي اصطناع المركبات العضويّة المعقّدة. في صناعة البوليميرات، تستخدم مركبات ألكيل الليثيوم كحفازات وكبادئات جذريّة.[116] كما تستخدم في تفاعلات البلمرة بالإضافة الأنيونيّة للأوليفينات البسيطة غير الحاوية على مجموعات وظيفيّة.[117][118][119]

في مجال اصطناع الكيمياويات المعقّدة، تستخدم مركّبات الليثيوم العضويّة كمركّبات قاعديّة قويّة وككواشف لتحضير روابط كربون-كربون.

تطبيقات عسكريّة [عدل]

يستخدم فلز الليثيوم ومركبات الهيدريد المعقّدة مثل هيدريد ألومنيوم الليثيوم $Li[AlH_4]$ كمواد ذات طاقة عالية تضاف إلى وقود الصواريخ.[11] كما يمكن لهيدريد الومنيوم الليثيوم أن يكون كوقود صلب.[120]

إنّ طربيد مارك-50 *Mark 50 Torpedo* يعتمد على نظام الدفع بالطاقة الكيميائيّة المخزّنة (SCEPS)، بحيث يوجد خزّان صغير من سداسي فلوريد الكبريت والذي يرشّ على قطع من الليثيوم الصلب. إنّ التفاعل الناتج يولّد حرارة تنتج بخاراً، والذي يدفع الطربيد، وذلك في دورة رانكن مغلقة.[121]

المخاطر [عدل]

إنّ استنشاق غبار الليثيوم أو مركّباته يسبّب تهييج في الأنف والحنجرة، وعند التعرّض لتراكيز مرتفعة يمكن أن يؤدي ذلك إلى تشكّل سائل في الرئة، والذي يمكن أن ينتهي بحدوث وذمة الرئة. يجب الانتباه إلى عدم تعرّض الجلد إلى الليثيوم الفلزّي حيث أنّه يشكّل هيدروكسيد الليثيوم المخرّش عند التعرّض للرطوبة،[122] لذلك ينبغي حفظه في وسط من مادّة غير فعّالة مثل النافثا.[123]

عند درجات حرارة مرتفعة تتجاوز 190 °س فإنّ الليثيوم الفلزّي يشكّل الأكسيد عند التماس مع الهواء. في وسط من الأكسجين فإنّ الليثيوم يشتعل تلقائيّاً بدءاً من 100 °س.[122] في وسط من النيتروجين يتفاعل الليثيوم أوّلاً عند درجات حرارة مرتفعة ليشكّل النتريد. عند التماس مع مواد حاوية على الأكسجين أو الهالوجين فإنّ الليثيوم يمكن أن يتفاعل بشكل انفجاري.

في حال حدوث حرائق فإنّ الليثيوم يتفاعل مع مطفئات الحريق التقليدية كالماء أو ثنائي أكسيد الكربون أو النيتروجين وذلك بشكل ناشر للحرارة، لذلك ينبغي إطفاء حرائق الليثيوم باستخدام غازات خاملة مثل الأرغون أو بعض وسائل مكافحة حرائق الفلزّات بمطافئ حريق خاصّة (Class D) الحاوية على مسحوق النحاس أو باستخدام الرمل أو الملح.[124]

اقرأ أيضاً [عدل]

- ثنائي الليثيوم
- علاج بالليثيوم
- بطارية الليثيوم
- بطارية ليثيوم-أيون
- بطارية ليثيوم-هواء

المراجع [عدل]

1. ^ "Petalite Mineral Information". *Mindat.org*. مؤرشف من الأصل في 2 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 10 أغسطس 2009.
2. ↑ أ ب ت ث ج ح خ "Lithium:Historical information". مؤرشف من الأصل في 2 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 10 أغسطس 2009.
3. ^ Weeks, Mary (2003). *Discovery of the Elements*. Whitefish, Montana, United States: Kessinger Publishing. 124 صفحة. ISBN 0-7661-3872-0. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2020. اطلع عليه بتاريخ 10 أغسطس 2009.

L49–L52. arXiv: astro-ph/0005356. Bibcode:2000A&A...358L..49D.
66. ^ Seitz, H.M.; Brey, G.P.; Lahaye, Y.; Durali, S.; Weyer, S. (2004). "Lithium isotopic signatures of peridotite xenoliths and isotopic fractionation at high temperature between olivine and pyroxenes". *Chemical Geology*. **212** (1–2): 163–177. doi:10.1016/j.chemgeo.2004.08.009.
67. ^ Martin Volkmer: *Kernenergie Basiswissen*. Inforum, 2007, ISBN 3-926956-44-5, S. 39 (PDF).

وصلات خارجية [عدل]

- www.webelements.com

ليثيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز
دروس من ويكي الجامعة.

ع · ن · ت	الجدول الدوري
ع · ن · ت	مركبات الليثيوم

ضبط استنادي	BNE: XX531331 · BNF: cb119338639 (data) · GND: 4036037-4 · LCCN: sh85077577 · NDL: 00569575
التصنيفات الطبية	***MeSH ID***: D008094
المعرفات الخارجية	***BNE ID***: XX531331 · ***JSTOR ID***: lithium · Patient UK · ***BNCF***: 25271 · NCI Thesaurus ID
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7439-93-2 · ***ECHA***: 100.028.274 · ***PubChem CID***: 3028194 · ***EC no.***: 231-102-5 · ***IEDB Epitope ID***: 114079 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5036761 · ***ZVG number***: 8010 · ***UNII***: 9FN79X2M3F

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة طاقة

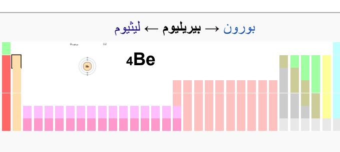
هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 27 أغسطس 2014 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: ليثيوم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | مختزلات

بيريليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

بورون ← **بيريليوم** ← ليثيوم



المظهر	
أبيض-رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بيريليوم، 4، Be
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 2، s
الكتلة الذرية	9.0122 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2\ 2s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.85 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.690 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1560 ك، 1287 °س
نقطة الغليان	2742 ك، 2469 °س
حرارة الانصهار	12.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	297 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	16.443 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1462	1608	1791	2023	2327	2742

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**، 1[1] (أكسيده مذبذب)
الكهرسلبية	1.57 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 899.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1757.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 14848.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	105[2] بيكومتر
نصف قطر ذري (حسابي)	112 [3] بيكومتر
نصف قطر تساهمي	96±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	153 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	36 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	200 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	11.3 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) 12870[4] متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	287 غيغاباسكال
معامل القص	132 غيغاباسكال
معامل الحجم	130 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.032
صلادة موس	5.5
صلادة فيكرز	1670 ميغاباسكال
صلادة برينل	600 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-41-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البيريليوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{7}Be	نادر	53.12 يوم	ε	0.862	^{7}Li
			γ	0.477	-
^{9}Be	100%	^{9}Be هو نظير مستقر وله 5 نيوترون			
^{10}Be	نادر	1.36×10^{6} سنة	β^-	0.556	^{10}B

ع · ن · ت

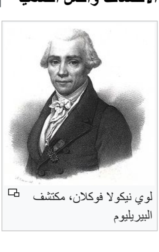
البيريليوم هو عنصر كيميائي له الرمز **Be** والعدد الذرّي 4. يقع البيريليوم في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الثانية، وفي المجموعة الثانية كأوّل الفلزّات القلويّة الترابيّة، وهو عنصر ثنائي التكافؤ وسام. إنّ وفرة هذا العنصر في الكون قليلة، وذلك بسبب قصر عمر تشكّله في النجوم، أما على سطح الأرض، فغالباً ما يوجد مرتبطاً مع عناصر أخرى على شكل معادن مختلفة. هناك بعض الأحجار الكريمة التي تحوي البيريليوم في تركيبها مثل البيريل (الزمرّد الأخضر أو الأزرق) وكريسوبيريل.

يوجد عنصر البيريليوم بشكله الحرّ على شكل فلزّ صلب، وله لون رمادي قريب للون الفولاذ، لكنّه خفيف وهشّ. بسبب خواصه المميّزة من حيث انخفاض الكثافة والعدد الذرّي، فإنّ له تطبيقات في مجال أبحاث الأشعّة والطاقة النوويّة، كما يستعمل البيريليوم بكثرة في تركيب السبائك المختلفة، والتي تستخدم في العديد من التطبيقات الهندسيّة والتقنيّة.

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

الاكتشاف وأصل التسمية [عدل]



لوي نيكولا فوكلان، مكتشف البيريليوم

عُرف معدن البيريل، الحاوي على عنصر البيريليوم، واستعمل منذ عهد البطالمة في مصر القديمة.[5] وفي القرن الأوّل الميلادي ذكر عالم الطبيعة في العهد الروماني بلينيوس الأكبر في موسوعته التاريخ الطبيعي أنّ الزمرّد والبيريل متشابهان.[5] وفي منشور *Papyrus Graecus Holmiensis*، المكتوب بالإغريقيّة، والذي يعود إلى القرن الرابع الميلادي، هناك وصفات تذكر فيها كيفيّة تصنيع الزمرّد والبيريل الصناعي.[5]

فريدرش فولر، من أوائل من عزل عنصر البيريليوم.

أظهرت التحاليل الأوليّة، والتي قام بها عدّة باحثين مثل مارتن كلابروت و توربرن برغمان و فرانس كارل أخارد وغيرهم، أنّ للزمرّد والبيريل نفس تركيب العناصر، لكنّهم توصّلوا بشكل خاطئ أنّ التركيب هو سيليكات الألومنيوم.[5] قام عالم المعادن رينيه جست أيوي أثناء بحثه باكتشاف أنّ البلّورتين لهما نفس البنية الهندسية، وسأل الكيميائي لوي نيكولا فوكلان أن يقوم بتحليل كيميائي للمادّتين.[5] في عام 1798، وفي نشرة قُرأت أمام معهد فرنسا، صرّح فوكلان بأنّه وجد عنصراً أرضيّاً جديداً من خلال إذابة هيدروكسيد الألومنيوم المستحصل من الزمرّد والبيريل في فائض من القلوي.[6][7] أسمى محرّرو المنشور العلمي *Annales de Chimie et de Physique* العنصر الجديد باسم "غلوسين *glucine*" من الإغريقية γλυκυς بمعنى حلو، وذلك للإشارة إلى المذاق الحلو لبعض مركّبات ذلك العنصر الجديد.[6][8] بالمقابل، فضّل كلابروت تسميته بيريلينا *beryllina*، خاصّة أنّ الإتريوم يشكّل أيضاً أملاح حلوة المذاق.[9][5] تجدر الإشارة إلى أنّ العنصر بقي يسمّى في فرنسا باسم مشتق من تسمية فوكلان وهي غلوسينيوم *Glucinium* حتّى سنة 1957، حيث كان يرمز له بالرمز "Gl".[10] أمّا اسم البيريليوم فقد استعمل لأول مرّة من قبل فريدرش فولر سنة 1828،[11] لكنّ هناك من يشير إلى أنّ تسمية البيريليوم كانت مقترحة من طرف كلابروت قبل ذلك.[12]

قام كل من فريدرش فولر [13] و أنطوان بوسي [14]، وبشكل منفصل، بعزل عنصر البيريليوم، حيث قام فولر، وباستخدام مصباح من الكحول، بتسخين طبقات من البوتاسيوم وكلوريد البيريليوم في بوتقة مغلقة من البلاتين.[7] يحدث تفاعل بين المادتين نتيجة لذلك بحيث تصبح البوتقة ساخنة جرّاء ذلك. عند التبريد وغسل المسحوق الرمادي-الأسود الناتج، لاحظ فولر وجود قطع صغيرة لها بريق فلزّي، وعرف أنّها تعود إلى عنصر البيريليوم.[5] كان البوتاسيوم ذو النشاط الكيميائي الكبير والمستخدم في التفاعل المذكور قد حصل عليه من التحليل الكهربائي لمركّباته. على الرغم من ذلك، فإنّ العمليّة الكيميائيّة المذكورة في تحضير البيريليوم لم تنتج سوى حبيبات صغيرة، بحيث كان من الصعب سبكه أو صبّه.

الإنتاج والتطبيقات [عدل]

قام بول لوبو عام 1898 بإجراء عملية تحليل كهربائي لمزيج منصهر من فلوريد البيريليوم مع فلوريد الصوديوم، مما أدّى إلى الحصول على أول عيّنة صافية من البيريليوم (99.5 إلى 99.8%).[5] جرى في أوائل القرن العشرين محاولات لإنتاج البيريليوم من التفكّك الحراري لمركّب يوديد البيريليوم، وذلك على غرار النتائج الناجحة لعمليّات مشابهة لإنتاج الزركونيوم، إلّا أنّ هذه العملية لم تكن اقتصاديّة.[15] إنّ أوّل عمليّة تجاريّة ناجحة لإنتاج البيريليوم طوّرت سنة 1932 من قبل ألفرد شتوك و هانز غولدشميت.[5] تضمّنت العمليّة إجراء تحليل كهربائي لمزيج من فلوريد البيريليوم مع الباريوم، والذي يسبّب تجمّع البيريليوم المنصهر على سطح مهبط الحديد المبرّد بالماء.

قذفت عيّنة من البيريليوم بجسيمات ألفا الصادرة عن اضمحلال الراديوم وذلك في تجربة قام بها جيمس تشادويك سنة 1932، والتي أظهر فيها وجود النيوترونات.[16]

ازداد إنتاج البيريليوم بشكل كبير خلال الحرب العالميّة الثانيّة، نتيجة ازدياد الطلب على سبائك نحاس-بيريليوم الصلبة، كما استخدم البيريليوم مع الفوسفور بنسب متفاوتة مع أورثوسيليكات الزنك في تركيب مصابيح التوهج من أجل إصدار لون مخضرّ. لكنّ هذا الاستخدام لم يدم طويلاً واستبدل بالفوسفور المرتبط بالهالوجينات، بعد اكتشاف أنّ البيريليوم سام.[17]

بين عامي 1998 و 2008، تناقص إنتاج العالم من البيريليوم من 343 إلى حوالي 200 طن، من بينها 176 طن (88%) منتج في الولايات المتحدة.[18][19] بلغ سعر البيريليوم في السوق الأمريكية حوالي 745 دولار أمريكي لكل كيلوغرام (338 دولار أمريكي لكل رطل) في سنة 2001.[20]

الوفرة الطبيعية [عدل]

الزمرّد، أحد الأحجار الكريمة المتوفرة طبيعياً والحاوية على عنصر البيريليوم.

إنّ وفرة البيريليوم في الكون قليلة جداً، وسبب ذلك أنّ التخليق النووي للبيريليوم في النجوم قصير العمر، فعلى سبيل المثال، تبلغ نسبة Be في الشمس 0.1 جزء في البليون (ppb).[21] بالمقابل، تتفاوت نسبة البيريليوم في القشرة الأرضيّة من 2 إلى 6 جزء في المليون، وذلك حسب المكان.[22] وسطياً تبلغ هذه النسبة 5.3 جزء في المليون، وهو يقع بذلك في المركز 48 من حيث وفرة العناصر الكيميائية في الغلاف الأرضي.

يوجد البيريليوم في أكثر من 100 معدن،[23] لكنّ أغلبها نزير ونادر. إن أكثر معادن البيريليوم شيوعاً هو بيرتراندايت $Be_4Si_2O_7(OH)_2$ و بيريل $Al_2Be_3Si_6O_{18}$ و كريسوبيريل Al_2BeO_4 و فيناكيت Be_2SiO_4. هناك عدّة أحجار كريمة حاوية على عنصر البيريليوم في تركيبها مثل الزمرّد وأكوامارين (الزمرّد الأزرق) أو البيريل الأحمر (الزمرّد الأحمر)،[24][25][26] بالإضافة إلى الأوكلاز والغادولينيت.

توجد الخامات الرئيسيّة للبيريليوم وهي البيريل والبيرتراندايت متوزّعة في كل من الأرجنتين والبرازيل والهند ومدغشقر والصين وروسيا والولايات المتحدة الأمريكية.[16] إنّ الاحتياطي العالمي الإجمالي من خامة البيريليوم يبلغ أكثر من 400 ألف طن.[16]

الإنتاج [عدل]

خامة للبيريليوم

إنّ استخلاص البيريليوم من مركّباته صعب، وذلك نتيجة الإلفة الكبيرة للأكسجين عند درجات حرارة مرتفعة، ولقدرته على اختزال الماء عندما تزال طبقة الأكسيد المتشكّلة على سطحه. يستخلص البيريليوم عادةً من معدن البيريل،[7] وذلك إمّا بإجراء عمليّة تلبيد باستخدام عامل استخلاص، أو بإجراء عمليّة صهر للمعدن.

تتضمّن عمليّة التلبيد مزج البيريل مع فلوروسيليكات الصوديوم والصودا عند 770 °س ليشكّل *فلوروبيريلات الصوديوم* مع أكسيد الألومنيوم وثنائي أكسيد السيليكون.[27] يترسّب هيدروكسيد البيريليوم من المحلول المائي الحاوي على فلوروبيريلات الصوديوم و هيدروكسيد الصوديوم. من جهة أخرى، فإنّ استخلاص البيريليوم بإجراء عملية الصهر تتضمّن طحن معدن البيريل حتى يصبح على شكل مسحوق، ومن ثمّ تسخينه إلى درجات حرارة تصل إلى 1650 °س.[27] يبرّد المصهور بشكل سريع بالماء ومن ثمّ يعاد تسخينه إلى درجات حرارة بين 250 و 350 °س وذلك في وسط من حمض الكبريتيك المركّز، ممّا يعطي كبريتات البيريليوم وكبريتات الألومنيوم.[27] يضاف الأمونياك بعد ذلك من أجل إزالة أملاح الألومنيوم والكبريت، حيث ينفصل الألومنيوم على شكل ملح شب الأمونيوم $NH_4Al(SO_4)_2.12H_2O$ قليل الانحلال، ويبقى البيريليوم على شكل هيدروكسيد.

يحوّل هيدروكسيد البيريليوم، والذي ينتج سواءً بالتلبيد أو الصهر، إلى فلوريد البيريليوم وذلك بإضافة محلول بيفلوريد الأمونيوم المائي إلى هيدروكسيد البيريليوم فيترسّب *رباعي فلوروبيريلات الأمونيوم*، والذي يسخّن إلى حوالي 1000 °س ليعطي فلوريد البيريليوم.[27] بعد ذلك يسخّن الفلوريد الناتج مع فلز المغنسيوم إلى 900 °س لنحصل على مسحوق من فلز البيريليوم، ويعطي التسخين الإضافي إلى 1300 °س الفلز بشكل مضغوط.[27]

$$BeF_2 + Mg \xrightarrow{900^\circ C} MgF_2 + Be$$

يمكن الحصول على فلز البيريليوم بطريقة أخرى وذلك بتسخين هيدروكسيد البيريليوم حتّى نحصل على أكسيد البيريليوم، والذي يفاعل مع غاز الكلور بوجود الكربون للحصول على كلوريد البيريليوم. بإجراء عمليّة تحليل كهربائي لمصهور كلوريد البيريليوم نحصل على فلز البيريليوم، حيث يتشكّل غاز الكلور على المصعد المصنوع من الغرافيت، والبيريليوم على المهبط المصنوع من النيكل.[7][27]

$$BeCl_2 \xrightarrow[\text{Electrolysis}]{405^\circ C} Be + Cl_2 \uparrow$$

تعدّ الولايات المتحدة الأمريكية والصين وروسيا من الدول الرائدة في الإنتاج الصناعي للبيريليوم.[28] بلغ الإنتاج العالمي من فلزّ البيريليوم سنة 2004 حوالي 100 طن.[29]

النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر البيريليوم**.

للبيريليوم نظير واحد مستقرّ وهو بيريليوم-9 ^{9}Be، لذلك فهو عنصر أحادي النظير. هناك نظائر مشعّة للبيريليوم مثل ^{7}Be و ^{10}Be، وهي نظائر ذات أصل كوني، توجد بشكل نادر على سطح الأرض.

ينتج النظير المشعّ بيريليوم-10 في غلاف الأرض الجوّي عن طريق تشظية الأشعّة الكونيّة للأكسجين.[16] يميل البيريليوم للانحلال في مياه الأمطار المتشكّلة في طبقات الجو العليا وينزل معها إلى سطح الأرض، حيث يتجمّع في الطبقات السطحية للتربة. إنّ طول عمر النصف الإشعاعي لهذا النظير (1.36 مليون سنة)، يسمح له بالتواجد لفترة طويلة قبل اضمحلاله الإشعاعي إلى البورون-10. إنّ تحليل أثر النظير المشعّ بيريليوم-10 ^{10}Be له أهميّة في مجال الجيولوجيا وعلم المناخ، ومن أحد هذه التطبيقات الهامّة الاستخدام في التأريخ الإشعاعي للصخور.[30] كما تستخدم فحوص تركيز النظير ^{10}Be نواتج اضمحلاله الإشعاعي لدراسة تكوّن التربة الغضارية وتعريتها، بالإضافة إلى تشكّل تربة اللاتيريت الصلصاليّة الحمراء. يبدي تركيز ^{10}Be في الأرض علاقة مع نسبة الأشعّة الكونيّة الظاهرة في الأرض، والتي بدورها تكون متعلّقة بشدّة المغناطيسيّة الأرضيّة والنشاط الشمسي.[31] إنّ تركيز البيريليوم-10 متناسب عكساً مع النشاط الشمسي، لأنّ ازدياد الرياح الشمسيّة خلال فترات النشاط الشمسي العالي يؤدّي إلى تناقص تدفّق الأشعّة الكونيّة التي تصل إلى كوكب الأرض.[16] إنّ تحليل نسبة ^{10}Be في العيّنات اللبّيّة الجليديّة يعطي دلالة على العلاقة بين النشاط الشمسي والاحترار العالمي على مدى آلاف السنين، وذلك لكون ^{10}Be محتجزاً مع غازات الغلاف الجوّي المتبقيّة ضمن العيّنة.[32] بما أنّ وجود النظير المشعّ ^{10}Be يكون مفضّلاً في المسطّحات الضبوبيّة (إيروسول: مستعلقات صلبة وسائلة في الهواء)، فإنّ هناك تناسباً بين تركيز ^{10}Be وهذه المستعلقات في الجوّ.[33] يكون التركيز مرتفعاً في الأوقات الدافئة من السنة، ومنخفضاً في الأوقات الباردة.[34] يتشكّل النظير ^{10}Be أثناء الانفجارات النوويّة من تفاعل النيوترونات السريعة مع ^{13}C في الهواء. يستخدم هذا الأمر كمؤشّر على حدوث أنشطة سابقة في مواقع اختبار الأسلحة النووية.[35]

يلعب النظير المشعّ قصير العمر ^{8}Be (عمر النصف له يبلغ حوالي 7×10^{-17} ثانية) دوراً مهمّاً في تخليق العناصر في عمليّة ألفا الثلاثيّة في الأجرام السماويّة. إن حقيقة كون النظير ^{8}Be غير مستقر له نتائج كونيّة مهمّة، لأنّه يعني أنّ العناصر الأثقل من البيريليوم لا يمكن أن تكون قد تكوّنت بالاندماج النووي في الانفجار العظيم.[36] يعود ذلك إلى عدم وجود وقتٍ كافٍ لحدوث تخليق للعناصر لإنتاج الكربون من اندماج نوى الهيليوم ^{4}He حيث أن التركيز المتوفّر من بيريليوم-8 أثناء الانفجار العظيم قليل جدّاً. بالمقابل، فإنّ الأمر يختلف في النجوم المتشكّلة بعد الانفجار العظيم، حيث أنّ مستويات الطاقة لكل من ^{8}Be و ^{12}C تسمح بإنتاج الكربون في عمليّة ألفا الثلاثيّة في النجوم التي يكون وقودها من الهيليوم، وذلك لتوفّر الوقت الكافي لذلك.

إنّ النظير ^{7}Be هو نظير مشعّ له أصل كوني، ويبلغ عمر النصف له 53 يوماً. هناك علاقة بين وفرة هذا النظير في الغلاف الجوّي مع الكلف الشمسي، وذلك مثل النظير ^{10}Be. يبدي هذا النظير خاصيّة مميّزة، وهي أنّه عندما يضمحلّ عن طريق اصطياد إلكترون، فإنّه يفعل ذلك بأخذ إلكترونات من المدار الذرّي المساهم في الارتباط، ممّا يجعل معدّل اضمحلاله معتمداً إلى حدٍّ ما على التشكيل الإلكتروني، وهي ظاهرة نادرة الحدوث في الاضمحلال النووي.[37]

في سنة 2008، وجد ضمن الأبحاث في الفيزياء النوويّة أنّ للنظير بيريليوم-11 ^{11}Be خاصّيّة مميّزة، وهي أنّ نواته تتألّف من جذع أساسي ومن مجموعة نيوترونات مرتبطة بشكل غير قوي. تدعى هذه الظاهرة باسم نواة هالو.[38] إنّ ترتيب نواة النظير ^{14}Be من النمط هالو أيضاً.[39]

الخواص الفيزيائيّة [عدل]

العامّة [عدل]

البيريليوم فلز له لون رمادي فولاذي، وهو صلب لكنّه هشّ، وله بنية بلّوريّة متراصّة حسب النظام البلّوري السداسي.[27] للبيريليوم إحدى أعلى درجات الانصهار بين الفلزّات الخفيفة، كما أنّ له جساءة كبيرة جداً، حيث أنّ معامل المرونة الطولي (معامل يونغ) له يبلغ 287 غيغاباسكال، وهو بذلك أكبر بحوالي الثلث من قيمته للفولاذ، كما أنّ تخميد الاهتزازات لديه مرتفع. إنّ اجتماع خاصيّة كبر معامل المرونة مع انخفاض الكثافة النسبيّة تؤديان إلى ارتفاع انتقال الصوت في البيريليوم، والتي تبلغ 12.9 كم/ثا عند الظروف القياسيّة.

من الخواص الأخرى المميّزة للبيريليوم هي ارتفاع قيمة السعة الحراريّة النوعيّة (1825 جول.كغ$^{-1}$.كلفن$^{-1}$)[40][41] والناقليّة الحراريّة (216 واط.متر$^{-1}$.كلفن$^{-1}$)، والتي تجعل البيريليوم من أكثر الفلزّات التي لها تبدّد حراري وذلك لكل وحدة وزن. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ قيمة معامل التمدّد الحراري الخطّي (11.4×10^{-6} كلفن$^{-1}$) منخفضة. كلّ هذه الخواص مجتمعة تجعل للبيريليوم ثباتيّة مميّزة عند شروط الحمل الحراري.[24]

للبيريليوم قيمة منخفضة جداً من نسبة بواسون μ تبلغ 0.032، وذلك بالمقارنة مع فلزّات عناصر أخرى مثل الكروم (0.21) والذهب والرصاص والثاليوم (لها قيم μ تتراوح بين 0.44 و 0.45).[42]

النوويّة [عدل]

وحدة بيريليوم مبرّدة بالماء ضمن جهاز لتوليد النيوترونات.

إنّ البيريليوم المتوفّر طبيعيّاً، عدا بعض النسب الضئيلة من نظائر أخرى، عبارة عن بيريليوم-9، والذي له لف مغزلي مقداره 3⁄2. يمتاز البيريليوم بأنّ قيمة المقطع العرضي للتبعثر بالنسبة للنيوترونات عالية الطاقة كبيرة تصل إلى 6 بارن، وذلك من أجل طاقات أعلى من 10 كيلو إلكترون فولت. من أجل ذلك، يستخدم كعاكس وكمهدّئ للنيوترونات، وذلك بشكل تصل فيه طاقة النيوترون الحراريّة أقل من 0.03 إلكترون فولت.

يخضع النظير الابتدائي بيريليوم-9 إلى التفاعل النيوتروني (n,2n)، وذلك للنيوترونات ذات الطاقة الأعلى من 1.9 ميغا إلكترون فولت، ليعطي النظير بيريليوم-8، والذي يتفكّك مباشرةً إلى جسيمتي ألفا. بالتالي، فإنّه بالنسبة للنيوترونات ذات الطاقة العالية فإنّ البيريليوم يصبح مضاعِف للنيوترونات، أي أنّه يعطي نيوترونات أكثر من التي يمتصّها. يكون التفاعل النووي كالتالي:[43]

$$^{9}_{4}Be + ^{1}_{0}n \rightarrow 2\,^{4}_{2}He + 2\,^{1}_{0}n$$

تتحرّر النيوترونات من البيريليوم عندما تقذف نواته بجسيمات ألفا عالية الطاقة.[24][43] وذلك حسب التفاعل النووي:

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}\alpha \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

لذلك يعتبر البيريليوم مكوّناً رئيسيّاً للحصول على النيوترونات الحرّة في أجهزة المصادر النيوترونية من خلال التفاعلات النووية العاملة بالنظائر المشعّة.

نظراً أنّ هناك أربعة إلكترونات فقط لكلّ ذرّة، فإنّ البيريليوم شفّاف بالنسبة لأغلب أطوال أمواج الأشعّة السينيّة وأشعّة غاما.

الخواص الكيميائيّة [عدل]

إنّ الخواص الكيميائيّة للبيريليوم هي نتيجة لصغر نصف قطره الذرّي والأيوني. بالتالي، فإنّ للبيريليوم طاقة تأيّن مرتفعة جدّاً، كما أنّ أغلب مركّباته الكيميائيّة تكون تساهميّة.[27] كيميائيّاً، يشبه البيريليوم عنصر الألومنيوم بعلاقة قطريّة أكثر من مجاوريه من العناصر في الجدول الدوري، وذلك لتشابه نسبة الشحنة-إلى-نصف القطر.[27]

عند درجة حرارة الغرفة، فإنّ البيريليوم لا يتأثّر بالتماس مع الهواء الجاف، وذلك بسبب تشكّل طبقة من الأكسيد على سطح الفلزّ، والتي تقوم بدور مخمّل. عند التسخين إلى درجات حرارة أعلى من 1000 °س يبدأ تفاعل الفلز مع الهواء.[27][44] عند إحراقه، يشتعل البيريليوم بلهب ساطع مشكّلاً مزيجاً من أكسيد ونتريد البيريليوم.[44]

بسلوك مشابه لفلز الألومنيوم، ينحلّ البيريليوم بسهولة في الأحماض غير المؤكسدة، في حين أنّ الأحماض المؤكسدة تشكّل طبقة الأكسيد العازلة،[27] لذلك فإنّ طبقة الأكسيد على سطح فلز البيريليوم تقاوم تأثير حمض النتريك المركّز البارد، لكنّها تنحلّ بسرعة بتأثير حمض الهيدروكلوريك (حمض كلور الماء). بالتماس مع الهواء الرطب، تتشكّل طبقة إضافيّة من الهيدروكسيد، والتي تتشكّل أيضاً عند التماس مع الماء. عند درجات حرارة عالية، فإنّ مقاومة التآكل في الأوساط المائيّة تكون متعلّقة بوجود شوائب في الفلزّ، وحسب الوسط الموجود فيه الفلزّ، بالإضافة إلى إمكانيّة حدوث تآكل نخري. بالمقابل، فإنّ المحاليل القلويّة تهاجم البيريليوم حيث تتشكّل أملاح *البيريلات* BeO_2^{-2}.[27]

حسب التوزيع الإلكتروني للبيريليوم $[He]\ 2s^2$ فإنّ لديه إلكتروني تكافؤ، واللذان يمنحانه حالة الأكسدة +2، وبالتالي إمكانيّة تشكيل رابطتين تساهميّتين، بذلك يميل البيريليوم إلى الحصول على العدد التساندي 4.[7][27] على سبيل المثال، يستطيع Be أن يشكّل سلاسل طويلة بوليمريّة في مركّباته مع الهالوجينات مثل فلوريد وكلوريد البيريليوم.[45]

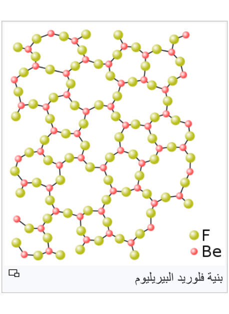
يستفاد من هذه الخاصيّة في التقنيّات التحليليّة التي تستخدم ثنائي أمين الإيثيلين رباعي حمض الخليك (EDTA) كربيطة. إنّ EDTA يفضّل تكوين معقّدات تساندية لها بنية جزيئيّة ثمانيّة السطوح مثل أيون الألومنيوم Al^{+3}، لذلك فإنّه، على سبيل المثال، يضاف للتنقية من أجل فصل أيونات الألومنيوم عن البيريليوم في عمليّات استخلاص سائل-سائل أثناء تشكيل معقّدات البيريليوم مع أسيتيل الأسيتون.[46]

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

إنّ محاليل أملاح البيريليوم مثل كبريتات البيريليوم ونترات البيريليوم لها صفة حمضيّة، وذلك بسبب حلمهة أيون $[Be(H_2O)_4]^{+2}$

$$[Be(H_2O)_4]^{2+} + H_2O \rightleftharpoons [Be(H_2O)_3(OH)]^{+} + H_3O^{+}$$

من النواتج الأخرى للحلمهة هناك الأيون $[Be_3(OH)_3(H_2O)_6]^{+3}$.



بنية فلوريد البيريليوم

يشكّل البيريليوم مركّبات كيميائيّة مع العديد من اللافلزّات. على سبيل المثال، يعرف للبيريليوم الهاليدات اللامائيّة. إنّ لفلوريد البيريليوم BeF_2 بنية شبيهة ببنية السيليكا بوجود رباعيّات سطوح من BeF_4 مشتركة بالزوايا، في حين أنّ كلوريد البيريليوم $BeCl_2$ وبروميد البيريليوم لها بنية خطّيّة من رباعيّات سطوح مشتركة بالسطح. في الحالة الغازيّة، تكون جميع هاليدات البيريليوم ذات بنية جزيئيّة أحاديّة، وليس على شكل سلاسل بوليمريّة.[44] إنّ فلوريد البيريليوم مختلف عن باقي فلوريدات الفلزّات القلويّة الترابيّة، وذلك بسبب أنّ البيريليوم يميل إلى تشكيل مركّبات تساهميّة، فلا يكون للفلوريد تلك الصفة الأيونيّة القويّة التي تكون موجودة عادةً في مركّباته. تبرز الصفة التساهميّة لمركّب BeF_2 في ضعف الناقليّة الكهربائيّة لفلوريد البيريليوم في محاليله المائيّة أو في مصهوره.[47][48][49]

يكون أكسيد البيريليوم BeO على شكل مادّة صلبة بيضاء، وهي مادّة حراريّة لها بنية مشابهة للبنية البلّوريّة لمركّب كبريتيد الزنك (بنية الفورتزيت)، وهو أكسيد مذبذب. لا ينحلّ هيدروكسيد البيريليوم $Be(OH)_2$ في الأوساط الحمضيّة الضعيفة، وينحلّ بشكل جيّد في الأوساط القلويّة. يعطي تفاعل $Be(OH)_2$ مع الأحماض القويّة أملاح البيريليوم الموافقة.[44] إنّ أملاح كبريتيد وتيلوريد البيريليوم معروفة، وجميعها لها بنية حسب النظام البلّوري المكعّب.[45] من المركّبات المعروفة أيضاً للبيريليوم كلّ من أزيد البيريليوم BeN_6 و فوسفيد البيريليوم Be_3P_2، بالإضافة إلى عدد من مركّبات البوريدات مثل Be_5B و Be_4B و Be_2B و BeB_2 و BeB_6 و BeB_{12}. بالمقابل، لا يعرف مركّب السيليسيد للبيريليوم.[44]

إنّ نتريد البيريليوم Be_3N_2 هو مركّب له نقطة انصهار مرتفعة، وهو يتحلمه بسهولة. تكون بنية نترات البيريليوم القاعديّة مشابهة لبنية أسيتات البيريليوم القاعدية وذلك على شكل رباعيّات سطوح تكون فيها أربع ذرّات بيريليوم متساندة إلى أيون أكسيد مركزي.[45] إنّ كربيد البيريليوم عبارة عن مادّة حراريّة، لها لون أحمر آجرّي، تتفاعل مع الماء لتعطي غاز الميثان.[45]

الاستخدامات [عدل]

نوافذ أجهزة الأشعّة [عدل]

صفيحة بيريليوم رقيقة موضوعة ضمن إطار فولاذي، والتي تخدم كنافذة بين مجهر الأشعّة السينية وحجرة التخلية (التفريغ)، حيث أنّ البيريليوم شفّاف تجاه الأشعّة السينيّة.

نظراً لانخفاض العدد الذرّي للبيريليوم، فإنّ له امتصاص ضعيف جدّاً للأشعّة السينيّة، لذلك يستعمل في تصنيع نوافذ أنابيب الأشعّة السينيّة، حيث يعدّ هذا التطبيق من أهمّ استخدامات فلزّ البيريليوم.[16] يجب مراعاة استخدام نقاوة عالية من البيريليوم من أجل تجنّب حدوث تأثيرات على صورة الأشعّة الناتجة، كما تستخدم صفائح رقيقة من أجل هذا الغرض، والتي تسهم في التخفيف من الآثار الحراريّة الناتجة عن الأشعّة ذات الشدّة العالية والطاقة المنخفضة المميّزة لإشعاع المسرّعات الدورانيّة التزامنيّة. لا يقتصر الأمر على تصنيع النوافذ، حيث أنّ أنابيب الأشعّة في المسرّع الدوراني التزامني وحوامل العيّنات في مطيافية تشتّت الطاقة بالأشعّة السينية تصنع من البيريليوم.[24]

يعدّ البيريليوم شفّافاً أيضاً تجاه الجسيمات الأوّليّة عالية الطاقة، لذلك يستخدم في بناء خط الأشعّة حول منطقة التصادم، وذلك في مجال تجهيزات فيزياء الجسيمات مثل تجارب المكاشيف الأربع الرئيسيّة في مصادم الهدرونات الكبير.[50] إنّ انخفاض كثافة البيريليوم تسمح لنواتج الاصطدام أن تصل إلى المكاشف دون حدوث تأثّرات كبيرة، كما أن جساءته تسمح بتطبيق تخلية (تفريغ) قوي داخل الأنبوب للتقليل من حدوث تأثّر مع الغازات، بالإضافة إلى ثباتيّته الحراريّة، والتي تسمح بأداء المهام بشكل صحيح عند درجات حرارة تزيد بضع درجات عن الصفر المطلق، وإلى خواصه المغناطيسيّة المعاكسة، والتي تمنع من حدوث تداخل مع أنظمة المغناطيس متعدّد الأقطاب المعقّدة، والتي تستخدم من أجل توجيه وتركيز فيض الجسيمات.[51]

تطبيقات ميكانيكيّة [عدل]

بسبب جساءة وصلادة البيريليوم وذلك بالاقتران مع خفّة الوزن والثباتيّة الحراريّة في مجال واسع من درجة الحرارة، يدخل فلزّ البيريليوم في تركيب المكوّنات البنائيّة خفيفة الوزن في الصناعات العسكريّة والفضائيّة وذلك لتجهيز المعدّات في المركبات الجوّيّة عالية السرعة وفي الصواريخ الموجّهة والمركبات الفضائيّة والأقمار الاصطناعيّة. هناك العديد من الصواريخ ذات الوقود السائل والتي استخدم فيها البيريليوم النقي من أجل تصنيع فوّهة المحرّك الصاروخي.[52][53] لقد اقترح استعمال مسحوق البيريليوم نفسه كوقود للصواريخ، إلّا أنّ هذا الاقتراح لم ير النور في المجال التطبيقي.[16]

استعمل البيريليوم، وبشكل محدود، في صناعة هياكل الدرّاجات الهوائيّة، لكنّ ارتفاع سعرها حدّ من انتشارها.[54] بين عامي 1998 و 2000 قام فريق ماكلارين في سباقات فورمولا 1 باستخدام محرّكات مرسيدس-بنز ذات مكابس مصنوعة من سبيكة بيريليوم-ألومنيوم.[55] حُظر استعمال محرّكات ذات مكوّنات مصنوعة من البيريليوم بعد اعتراض تقدّم به فريق فيراري.[56]

مفتاح إنجليزي مصنوع من سبيكة نحاس-بيريليوم

إنّ مزج 2.0% من البيريليوم مع النحاس يعطي سبيكة تدعى نحاس-بيريليوم، والتي هي أقوى بست مرات من النحاس وحده.[57] تستخدم سبائك البيريليوم في العديد من التطبيقات بسبب الخواص المحسّنة التي تضيفها، مثل المرونة والناقليّة الكهربائيّة والحراريّة المرتفعة والمتانة والصلادة، بالإضافة إلى غياب الصفات المغناطيسيّة، وإظهار مقاومة للتآكل والإجهاد.[16][27] مثلاً، إنّ إضافة 50 جزء في المليون من البيريليوم إلى المغنسيوم يؤدّي إلى ازدياد ملحوظ في مقاومة الأكسدة وفي التقليل من الاشتعاليّة.[27] كما أنّ سبائك بيريليوم-ألومنيوم لها العديد من الميزات الميكانيكيّة المهمّة.

تستخدم سبائك البيريليوم أيضاً نتيجة الجساءة المرنة في معدّات نظام الملاحة بالقصور الذاتي وفي الآليّات الداعمة للأنظمة البصرية.[24] استخدم البيريليوم في السابق كعامل تقسية في التجهيزات المستخدمة في إزالة الطلاء من على السفن.[58] من التطبيقات السابقة أيضاً للبيريليوم الاستخدام في صناعة مكابح الطائرات العسكريّة، نظراً لقساوته وارتفاع نقطة غليانه ولخواصّه الحراريّة، إلّا أنه ولاعتبارات صحّية وبيئيّة فقد حدّ من استخدامه، واستبدل بمواد أخرى.[24]

تطبيقات مغناطيسيّة [عدل]

كرة من البيريليوم كأحد مكوّنات البوصلة الدوّارة.

لا توجد هناك خواص مغناطيسيّة للبيريليوم، بالتالي فإنّه يدخل في تركيب الأجهزة المستعملة في جوار أجهزة المغناطيس في تقنيّة التصوير بالرنين المغناطيسي.[59] في مجال الاتصالات، يدخل البيريليوم في تركيب الأدوات العاملة في مجال مغناطيسي مرتفع والمستخدمة في ضبط أجهزة كليسترون والصمّامات المغناطيسيّة الإلكترونيّة وصمام الموجة الراحلة وغيرها، والتي تستخدم من أجل توليد مستويات مرتفعة من الطاقة للموجات الصغرية (الميكرويف) في أجهزة الإرسال.[60]

تطبيقات نوويّة [عدل]

تستخدم صفائح أو رقائق من البيريليوم في تصميم الأسلحة النوويّة وذلك كطبقة خارجيّة أخيرة للبّ المصنوع من البلوتونيوم في المراحل الأوّليّة من القنبلة الهيدروجينيّة، حيث يوضع حول المادّة الانشطاريّة. تعدّ هذه الطبقات من البيريليوم دوافع جيّدة من أجل الانفجار الداخلي للنظير بلوتونيوم-239، كما أنّها عاكسات نيوترون جيّدة، كما هو الحال في المفاعلات النوويّة المهدّأة بالبيريليوم.[61]

يدخل البيريليوم في تركيب المصادر النيوترونيّة وذلك في بعض الأجهزة المستخدمة في المختبرات، حيث يحتاج إلى كمّيّة قليلة من النيوترونات، دون الحاجة إلى استعمال مفاعل نووي أو مولّد نيترونات عامل بواسطة معجّل جسيمات. لهذا الغرض، يقذف هدف من بيريليوم-9 بجسيمات ألفا عالية الطاقة صادرة عن نويدة مشعّة، حيث تتحوّل نواة البيريليوم إلى الكربون-12، ويتحرّر نيوترون. كانت أمثال مصادر النيوترونات المفعّلة بالبيريليوم مستخدمة في النسخ الأولى من القنابل النوويّة.[61] يمكن استخدام مصادر للنيوترونات على أساس من البيريليوم وذلك بقذفه بأشعّة غاما وذلك للتطبيقات المخبريّة.[62]

حزم وقود مستخدمة في مفاعل كندو، يدخل البيريليوم في تركيبها.

يستخدم البيريليوم أيضاً في المختبرات التي تبحث في موضوع الاندماج النووي مثل مختبر *Joint European Torus* في بريطانيا، وسيستخدم في المفاعل النووي الحراري التجريبي الدولي ITER في تركيب الأجهزة المواجهة للبلازما.[63] كما اقترح استعمال البيريليوم كمادّة تغطية لقضبان الوقود النووي، وذلك لتكامل خواصه الميكانيكيّة والكيميائيّة والنوويّة.[24] يعدّ فلوريد البيريليوم أحد مكوّنات المزيج الملحي فلوريد ليثيوم بيريليوم (FLiBe)، والذي يستخدم كمحلّ ومهدّئ ومبرّد في العديد من تصاميم مفاعل الملح المنصهر.[64]

المرايا والبصريّات [عدل]

إنّ للمرايا المصنوعة من البيريليوم تطبيقات لها أهمّيّة خاصّة، حيث تستعمل هذه المرايا، والتي لها ترتيب هندسي يشبه قرص العسل، في تركيب أقمار الأرصاد الجوّيّة، حيث أنّ انخفاض الوزن وطول العمر يلعب دوراً هاماً. أعلن أنّه سينصب 18 قسم سداسي الأضلاع من البيريليوم من أجل مرايا مقراب جيمس ويب الفضائي.[65] هذه المرايا على المقراب ستعمل في درجات حرارة منخفضة جدّاً (33 كلفن)، لذا فإنّ صنعها من صفائح البيريليوم المكسوّة بالذهب سيمكّنها من تحمّل هذه الشروط القاسية بشكل أفضل من الزجاج.[66] ولنفس الأسباب المذكورة، فإن التجهيزات البصريّة في مقراب سبيتزر الفضائي مصنوعة بالكامل من البيريليوم.[67]

تستخدم مرايا البيريليوم الأصغر في بناء أنظمة التحكّم بإطلاق النار في التجهيزات العسكريّة، كما هو الحال في دبّابات ليوبارد 1 وليوبارد 2 القتاليّة الألمانيّة الصنع. في هذه الأنظمة تكون سرعة الحركة العالية جدّاً أمر مهم، وهذا يتطلّب استخدام مادّة خفيفة الوزن وصلادة عالية مثل البيريليوم. عادةً ما تكسى مرايا البيريليوم بطبقة صلبة من الطلي اللاكهربائي بالنيكل من أجل إضفاء صفات بصريّة إضافيّة. على الرغم من ذلك، يستغنى عن هذه الطبقة في الاستخدامات في تقنيّات التبريد العميق، وذلك لإمكانيّة حدوث عدم تطابق في التمدّد الحراري، ممّا يؤدّي إلى تشقّق هذه الطبقة.[24]

الصوتيّات [عدل]

بسبب خفّة الوزن والصلادة فإنّ البيريليوم يستخدم في صناعة المواد الداخلة في تركيب المبدّلات عالية التواتر. لكنّ هذا التطبيق غير شائع الاستخدام، ولا تطبّق إلّا في التجهيزات الاحترافيّة مرتفعة الثمن، وفي مكبّرات الصوت الخارجيّة.[68][69][70][71][72]

الإلكترونيّات [عدل]

يعدّ البيريليوم عامل إشابة من النمط p في أشباه الموصلات، حيث يستخدم في العديد من المواد مثل زرنيخيد الغاليوم GaAs وزرنيخيد ألومنيوم غاليوم AlGaAs وزرنيخيد إنديوم غاليوم InGaAs وزرنيخيد ألومنيوم إنديوم InAlAs والتي تتشكّل بلّوراتها باستخدام تقنيّة تقبّل الحزمة الجزيئيّة (MBE).[73] يعدّ استخدام صفائح من البيريليوم دواعم بنائيّة ممتازة من أجل لوحات الدارات المطبوعة في تقانة التركيب السطحي. في التطبيقات الإلكترونيّة الحرجة، فإنّ البيريليوم يعمل أيضاً كمشتّت حراري. يتطلّب هذا الاستخدام أن يكون معامل التمدّد الحراري ملائماً لركازة الألومينا والفايبر غلاس. إنّ التركيب بيريليوم-أكسيد البيريليوم (E-Material) مصمّم للتطبيقات الإلكترونيّة، ويتميّز بأن له خاصيّة إضافيّة وهي أنّ معامل التمدّد الحراري يمكن أن يفصّل ليطابق مواد ركازات عدّة.[24] إنّ أكسيد البيريليوم مفيد للعديد من التطبيقات التي تتطلّب وجود عازل كهربائي مع وجود ناقليّة حراريّة. من التطبيقات المقترحة لأكسيد البيريليوم الاستخدام من أجل زيادة الناقلية الحراريّة لحبيبات الوقود النووي من ثنائي أكسيد اليورانيوم.[74]

كانت مركّبات البيريليوم تستخدم في السابق في تصنيع مصابيح الفلوريسنت، إلّا أنّ المخاطر الصحيّة التي كان العمّال يتعرّضون لها حدّت من هذا التطبيق.[75]

المخاطر [عدل]

إنّ البيريليوم وأملاحه هي مواد سامّة ومسرطنة. إنّ التسمّم بالبيريليوم أو مرض البيريليوم المزمن *Berylliosis* هو مرض رئوي له شكل ورم حبيبي، ويحدث نتيجة استنشاق الغبار أو الدخان الملوّث بالبيريليوم. تحتاج أعراض هذا المرض إلى خمس سنوات كي تتطوّر، وإنّ حوالي ثلث المصابين بهذا المرض يلقون حتفهم، والباقين تحدث لهم إعاقات.[16] صنّفت الوكالة الدوليّة لأبحاث السرطان (IARC) البيريليوم ومركّباته ضمن قائمة المسرطنات من المجموعة الأولى.[76]

ظهر أوّل تقرير عن أعراض مرض البيريليوم الحاد على شكل التهاب الرئة في أوروبا سنة 1933 وفي الولايات المتحدّة سنة 1943. أظهر استقصاء سنة 1949 أنّ حوالي 5% من العاملين في المنشآت التي تصنع مصابيح الفلوريسنت في الولايات المتحدّة مصابين بأمراض رئويّة لها علاقة بالبيريليوم.[16] يشبه مرض التسمّم بالبيريليوم المزمن مرض ساركويد في العديد من الوجوه، والتشخيص التفريقي بينهما صعب.

يمكن أن يوجد البيريليوم في الخبث الناتج عن الفحم. لذلك فإنّه عند استخدام هذا الخبث كمادّة كاشطة للدهان أو الصدأ من السطوح الصلبة، يمكن أن يصبح البيريليوم محمولاً في الهواء، وبالتالي مصدر من مصادر التلوّث.[77]

يجب أخذ الحيطة والحذر عند التعامل مع البيريليوم أو مركّباته، حيث أنّها يمكن أن تسبّب سرطان الرئة. إنّ خطر التعرّض للبيريليوم ومركّباته قائم في مجال صناعة التجهيزات الفضائيّة والنوويّة، وفي تعدين فلزّ البيريليوم وتصنيع سبائكه، وفي التعامل مع المواد الحاوية على هذا العنصر.[78]

طوّر اختبار من أجل الكشف عن البيريليوم في الهواء وعلى السطوح، ولقي إجماعاً عليه وأصبح اختباراً معياريّاً (ASTM D7202). تتضمّن العمليّة استخدام محلول ممدّد من بيفلوريد الأمونيوم من أجل حل والكشف التألّقي بارتباط البيريليوم إلى هيدروكسي بنزوكينولين المسلفن، ممّا يعطي كشف له حساسيّة أكبر بمئة مرّة من الطرق التقليديّة. تطبّق طريقة مشابهة لحل والكشف الحساس عن آثار من أكسيد البيريليوم المستخدم كمادّة حراريّة ومن البيريليوم الموجود في الصخور والتربة والترسّبات الجيولوجيّة (ASTM D7458).[79][80]

المراجع [عدل]

1. ^ "Beryllium: Beryllium(I) Hydride compound data" (PDF). bernath.uwaterloo.ca. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ "Published by J. C. Slater in 1964".
3. ^ "Calculated data".
4. ^ سرعة الصوت في البيريليوم
5. ↑ ا ب ت ث ج ح خ د Weeks, Mary Elvira (1968). *Discovery of the Elements*. Easton, PA: Journal of Chemical Education. LCCCN 68-15217.
6. ↑ ا ب Vauquelin, Louis-Nicolas (1798). "De

43. ↑ ا ب Hausner, Henry H (1965). "Nuclear Properties". *Beryllium its Metallurgy and Properties*. University of California Press. صفحة 239. مؤرشف من الأصل في 09 مارس 2020.
44. ↑ ا ب ت ث ج Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة 2nd). Butterworth-Heinemann. ISBN 0080379419.
45. ↑ ا ب ت ث Wiberg, Egon; Holleman, Arnold Frederick (2001). *Inorganic Chemistry*. Elsevier. ISBN 0-12-352651-5

وصلات خارجية [عدل]

- مقالة عن البيريليوم في الموسوعة العربية

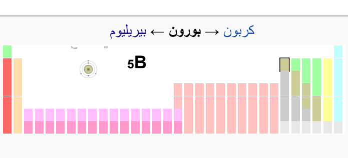
في كومنز صور وملفات عن: بيريليوم

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
日本語
Русский
Slovenčina
中文
بقية الوصلات: 144
عدل الوصلات

بورون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

كربون ← **بورون** ← بيريليوم



المظهر	
أسود - بني	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بورون، 5، B
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 2، p
الكتلة الذرية	10.811 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[He] $2s^2$ $2p^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	2.08 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2349 ك، 2076 °س
نقطة الغليان	4200 ك، 3927 °س
حرارة الانصهار	50.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	480 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	11.087 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2348	2562	2822	3141	3545	4072

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**، 2، 1[1] (أكسيده متوسط الحموضة)
الكهرسلبية	2.04 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 800.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2427.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3659.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	90 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	84±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	192 بيكومتر
خواص أخرى	
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[2]
مقاومة كهربائية	~10^6 أوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	27.4 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(الشكل β بيتا) 5–7 [3] ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	16,200 متر/ثانية (20 °س)
صلادة موس	~9.5
رقم CAS	7440-42-8

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البورون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{10}B	19.9%*	^{10}B هو نظير مستقر وله 5 نيوترون[4]			
^{11}B	80.1%*	^{11}B هو نظير مستقر وله 6 نيوترون[4]			

* إن محتوى البورون-10 يمكن أن تتراوح قيمته بين الحد الأدنى 19.1% والحد الأعلى 20.3% في العينات الطبيعية، ويكون البورون-11 هو المتبقي.[5]

ع·ن·ت

البورون (أو اختصاراً البور)[6] هو عنصر كيميائي له الرمز **B** والعدد الذرّي 5. يقع البورون ضمن عناصر الدورة الثانية وعلى رأس المجموعة الثالثة عشر (المجموعة الثالثة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري وذلك كعنصر مجموعة رئيسي، حيث أنّ مجموعته تسمّى باسمه، مجموعة البورون. عنصر البورون بشكله الفلزّي الحرّ هو شبه فلز قليل الوفرة في الكون وعلى سطح الأرض، وغالباً ما يوجد متّحداً مع الأكسجين على شكل معادن البورات مثل البورق. لا يوجد البورون بشكل حرّ في الطبيعة، كما يصعب إنتاجه بالشكل النقي صناعياً لتشكيله مواداً حراريّة. هناك عدّة متآصلات للبورون، فالشكل اللابلّوري عبارة عن مسحوق بنّي، في حين أنّ البورون البلّوري عبارة عن مادة صلبة سوداء اللون وقاسية، ذات موصلية كهربائيّة رديئة.

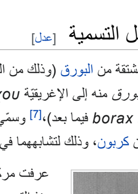
إنّ لمركّبات البورون تطبيقات مختلفة في صناعات عدّة. على سبيل المثال تستخدم مركّبات البورون كمواد مضافة في صناعة الألياف الزجاجيّة المستخدمة في مجال العزل ومواد البناء، كما تدخل في تركيب زجاج البوروسيليكات وفي صناعة الخزف، بالإضافة إلى صناعة الأسمدة، وفي مجال المنظّفات والمبيّضات.

لا توجد سمّيّة لأملاح البورات بالنسبة للثدييّات، لكنّها بالمقابل سامّة بالنسبة لمفصليّات الأرجل، لذلك تستخدم كمبيدات حشريّة. يستخدم حمض البوريك كمضاد ميكروبي، كما أنّ هناك عدّة مضادات حيويّة عضويّة طبيعيّة حاوية على عنصر البورون. إنّ وجود عنصر البورون في التربة ضروري بالنسبة للنباتات، حيث أنّ مركّبات البورون تلعب دوراً داعماً للجدار الخلوي في مختلف النباتات.

محتويات [أخف]

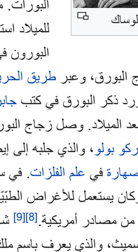
التاريخ وأصل التسمية [عدل]

إنّ تسمية بورون مشتقة من البورق (وذلك من الكلمة الفارسية بوره إلى العربية بورق منه إلى الإغريقية βοραχου والتي أصبحت البوراكس borax فيما بعد)،[7] وسمّي العنصر لاحقاً بالبورون على وزن كربون، وذلك لتشابههما في بعض الخواص.



لوي جوزيف غي - لوساك

عرفت مركّبات البورون منذ القدم، ففي مصر القديمة استخدم النطرون من أجل تحنيط المومياءات، والذي كان يحوي، بالإضافة إلى بعض المركبات الأخرى، على البورات. منذ القرن الرابع للميلاد استعملت مركّبات البورون في إمبراطورية الصين لإنتاج زجاج البورق، وعبر طريق الحرير انتقل إلى غرب أسيا، حيث ورد ذكر البورق في كتب جابر بن حيان حوالي سنة 700 بعد الميلاد. وصل زجاج البورق إلى أوروبا بواسطة الرحالة ماركو بولو، والذي جلبه إلى إيطاليا في القرن الثالث عشر ميلادي. وصف جورجيوس أغريكولا في القرن السادس عشر استعمال البورق كصهارة في علم الفلزات. في سنة 1777، عرف حمض البوريك في الينابيع الساخنة قرب فلورنسا تحت اسم sal sedativum، وكان يستعمل لأغراض الطبّيّة. كان معدن الساسوليت المصدر الرئيسي للبورق في أوروبا حتّى نهاية القرن التاسع عشر إلى أن جرى الاستيراد من مصادر أمريكيّة.[8][9] شاع إنتاج البورق في الولايات المتحدة نهاية القرن التاسع عشر بسبب كبر الكمّيّات المنتجة، وكان فرانسيس ماريون سميث، والذي يعرف باسم ملك البورق، أحد الروّاد في هذا المجال، حيث أسّس شركة Pacific Coast Borax Company، ممّا أدّى إلى انخفاض سعرها.[10]



لوي جاك تينار

عزل البورون كعنصر لأوّل مرّة سنة 1808 من قبل لوي جوزيف غي لوساك ولوي جاك تينار وذلك بإجراء عمليّة اختزال لمركب ثلاثي أكسيد البورون باستخدام البوتاسيوم.[11] استخدم غي - لوساك وتينار فلزّ الحديد لاختزال حمض البوريك عند درجات حرارة مرتفعة، وبيّنا من خلال أكسدة البورون بالهواء أنّ حمض البوريك هو ناتج لعمليّة الأكسدة هذه.[11][12]

بشكل منفصل، تمكّن همفري ديفي لاحقاً سنة 1809 من عزل العنصر والتعرّف عليه، وذلك بإجراء عمليّة تحليل كهربائي لحمض البوريك.[13] وفي تجارب لاحقة، استطاع ديفي عزل كمّيّات كافية من البورون باختزال حمض البوريك بالبوتاسيوم بدل إجراء عملية التحليل الكهربائي، وسمّى العنصر الجديد باسم بوراسيوم boracium.[13]

تمكّن يونس ياكوب بيرسيليوس من تحديد البورون كعنصر في سنة 1824، وذلك عن طريق اختزال ملح *بوروفلوريد البوتاسيوم* (رباعي فلوروبورات البوتاسيوم) باستخدام فلزّ البوتاسيوم.[14] في وقت لاحق، تمكّن فاينتراوب سنة 1909 من الحصول على البورون بشكل نقي، وذلك باختزال ثلاثي أكسيد البورون بالهيدروجين في قوس التفريغ.[15][16][17]

الوفرة الطبيعيّة [عدل]

قطعة من معدن الأوليكسيت

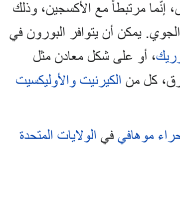
إنّ البورون عنصر نادر الوجود في المجموعة الشمسيّة وفي القشرة الأرضيّة، وذلك بسبب ندرة الكمّيّات المتشكّلة في الانفجار العظيم وفي النجوم، بحيث أنّ هذا العنصر ينتج بشكل كامل بواسطة تشظية الأشعة الكونيّة، وليس عن طريق تفاعلات الانصهار النجمي.[18] يمكن أن يوجد البورون بشكله الحرّ في الغبار الكوني وفي المواد المكوّنة للنيازك.

لا يوجد عنصر البورون بالشكل الحرّ على سطح الأرض، إنّما مرتبطاً مع الأكسجين، وذلك بسبب المحتوى العالي من الأكسجين في غلاف الأرض الجوي. يمكن أن يتوافر البورون في الطبيعة إمّا على شكل أملاح بورات منحلّة أو حمض البوريك، أو على شكل معادن مثل البورق. من معادن البورات المعروفة بالإضافة إلى البورق، كل من الكيرنيت والأوليكسيت والكوليمانيت، بالإضافة إلى معدن البوراسيت.

يوجد هناك كمّيّات كبيرة من معادن البورات في محافظتي بالق أسير وأسكي شهر غربيّ تركيا،[19] وفي صحراء موهافي في الولايات المتحدة الأمريكية، كما توجد كمّيّات أقلّ منها في ألمانيا وفي الأرجنتين.

الإنتاج والتحضير [عدل]

الإنتاج الصناعي [عدل]



بلورات البورق.

إنّ مصادر البورون المهمّة اقتصادياً هي معادنه مثل الكوليمانيت والكيرنيت والأوليكسيت بالإضافة إلى البورق. تشكّل هذه المعادن حوالي 90% من الخامات الحاوية على البورون والتي يتم تعدينها. تقدّر الاحتياطات العالمية من معادن البورون بأنها تفوق مليار طن متري، وأنّ الإنتاج العالمي من البورون يقدّر بحوالي أربع ملايين طن سنوياً.[20]

تعدّ تركيا والولايات المتحدة الأمريكية أكبر الدول المصدّرة لمنتجات البورون في العالم. إنّ أكبر احتياطي عالمي من الترسّبات الحاوية على البورق توجد غربيّ تركيا، وذلك في محافظات أسكي شهر وكوتاهيا وبالق أسير.[21][22][23] تغطّي تركيا حوالي نصف الطلب العالمي من البورون وذلك من خلال شركة إيتي للتعدين Eti Maden İşletmeleri، وهي شركة مناجم حكومية لها حقوق في استخراج معادن البورات.[24] في سنة 2012، استطاعت الشركة أن تمتلك 47% من حصّة السوق في إنتاج معادن البورات متفوّقة على منافستها الرئيسية وهي مجموعة ريو تينتو.[25] تنتج مجموعة ريو تينتو حوالي ربع الإنتاج العالمي من البورون، وذلك من منجم ريو تينتو للبورق، والذي يقع في تجمّع بورون في مقاطعة كيرن في ولاية كاليفورنيا الأمريكيّة.[26][27]

إنّ متوسّط كلفة البورون البلّوري تبلغ 5 دولار أمريكي لكل غرام.[28] أدّى ازدياد الطلب على حمض البوريك إلى توجّه المستثمرين إلى تأسيس منشآت إضافية. ففي تركيا افتتحت شركة إيتي للتعدين مصنعاً جديداً سنة 2003 لإنتاج حمض البوريك بالقرب من مدينة إيميت، وذلك بطاقة إنتاجية تبلغ مئة ألف طن سنوياً. بالمقابل، عمدت مجموعة ريو تينتو إلى زيادة استطاعتها الإنتاجيّة السنويّة من 260 ألف إلى 310 ألف طن سنة 2005، ومنه إلى 366 ألف طن سنة 2006. تعد الصين واحدة من أكبر الدول المستوردة لمشتقّات البورون، حيث تضاعفت الكمّيّة المستوردة من البورق حوالي مئة مرّة بين سنتي 2000 و 2005، كما ازدادت نسبة الاستيراد من حمض البوريك بحوالي 28% خلال الفترة نفسها.[29][30] من المتوقّع أن يبقى الطلب على مشتقّات البورون متزايداً في آسيا بنسبة ازدياد تصل إلى 5.7% سنوياً.[29][31]

التحضير المخبري [عدل]

في السابق كان البورون يحضّر مخبرياً من اختزال ثلاثي أكسيد البورون بواسطة فلزّات مثل المغنيسيوم أو الألومنيوم، ويكون البورون الناتج بهذه الطريقة لابلّورياً، كما غالباً ما يكون مشوباً ببوريدات الفلزّات الموافقة.

$$B_2O_3 + 3\,Mg \rightarrow 2\,B + 3\,MgO$$

كما يمكن أن يحضّر من التحليل الكهربائي لمزيج من أكسيد البورون مع أكسيد وفلوريد المغنيسيوم.[6]

يمكن الحصول على البورون النقي البلّوري من تسخين البورون اللابلّوري إلى درجات حرارة تتجاوز 1400 °س، أو من اختزال هاليدات البورون المتطايرة مثل ثلاثي كلوريد البورون باستخدام غاز الهيدروجين على سلك من التنغستن المسخّن إلى درجات حرارة مرتفعة.[6]

ينتج البورون عالي النقاوة والمستخدم في صناعة أشباه الموصلات عن طريق إجراء عمليّة تفكّك حراري لمركّب ثنائي البوران عند درجات حرارة مرتفعة، ومن ثم التنقية بواسطة تقنية الصهر النطاقي أو عمليّة تشوخرالسكي.[32]

النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر البورون**.

للبورون نظيران مستقرّان، ^{10}B و ^{11}B. أكثرهما وفرةً طبيعيّة هو نظير البورون-11، الذي يشكّل 80.1%، في حين أنّ بورون-10 يشكّل 19.9%. هناك 13 نظيراً معروفاً للبورون، أقصرها عمراً هو النظير بورون-7، حيث أنّ عمر النصف له يبلغ 3.5×10^{-22} ثانية، والذي يضمحلّ عن طريق إصدار بروتوني واضمحلال ألفا. يكون للنظير ^{17}B نواة من النمط هالو، ممّا يعني أنّ نصف قطر هذه النواة أكبر ممّا هو متوقّع حسب نموذج القطرة.[33] تجدر الإشارة إلى أنّ النظائر بورون-8 و بورون-19 لها نواة من النمط هالو أيضاً.

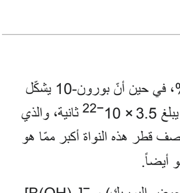
إنّ التجزئة النظيريّة لنظيريّ البورون يتمّ التحكّم بها من خلال تفاعلات التبادل لأنواع البورون $B(OH)_3$ (حمض البوريك) و $[B(OH)_4]^-$ (رباعي هيدروكسي بورات).

$$B(OH)_3 + 2\,H_2O \rightleftharpoons B(OH)_4^- + H_3O^+$$

كما تحدث هذه التجزئة من خلال تبلور المعادن ومن خلال تغيّرات أطوار الماء في الأنظمة الحراريّة المائيّة (الحرمائيّة)، ومن خلال التحوّل الحرمائي للصخور. يلعب الأثر الأخير دوراً في الإزالة المفضلة لأيون $[^{10}B(OH)_4]^-$ في الغضار، والتي تؤدّي إلى تخصيب المحاليل بـ$^{11}B(OH)_3$، وبالتالي يمكن أن تكون مسؤولةً عن تخصيب كبير للنظير ^{11}B في مياه البحار مقارنةً مع مياه المحيطات والقشرة الأرضيّة؛ وهذا الفرق يمكن أن يعدّ سمة نظيريّة.[34]

تخصيب البورون [عدل]

البورون-10 [عدل]



المقطع العرضي النيوتروني للبورون، (الخط البياني العلوي هو للنظير ^{10}B والسفلي للنظير ^{11}B)

يعدّ النظير بورون-10 ^{10}B جيّداً في اصطياد النيوترونات الحراريّة، وذلك بسبب ارتفاع قيمة المقطع العرضي النيوتروني، لذلك فإنّه يجري تخصيب البورون في المنشآت النووية للحصول على بورون-10 بشكل شبه كامل.[35]

طوّرت العديد من التقنيات لتخصيب البورون على مستوى صناعي، ولكن تبقى طريقة التقطير التجزيئي تحت الفراغ لناتج إضافة ثنائي ميثيل الإيثر إلى ثلاثي فلوريد البورون (DME-BF3) وطريقة استشراب العمود للبورات هي الطرق الأكثر استخداماً.[36][37]

العلاج باصطياد النيوترون [عدل]

يستخدم البورون-10 كواقي من الإشعاع وكنويدة أولية في طريقة علاج السرطان باصطياد النيوترون بالبورون BNCT. في هذه الطريقة يتمّ إضافة النظير ^{10}B إلى المادّة الدوائيّة عن طريق الوسم النظيري. تعطى هذه المادة بشكل انتقائي للمريض المصاب بالسرطان، بحيث أنّها تتركّز في منطقة الورم الخبيث والأنسجة المحيطة به. يعرّض المريض بعد ذلك إلى حزمة مخفّفة الشدّة من أشعّة النيوترونات منخفضة الطاقة.

نتيجة هذا التعرّض للأشعّة، يحدث تفاعل نووي داخل جسم المريض بين النيوترونات منخفضة الطاقة وبين البورون-10 المتركّز في منطقة الورم، وينتج عنه جسيمات ألفا ونوى ليثيوم-7. هذا الإشعاع الأيوني يتسلّط على الورم داخل خلايا الورم نفسه.[38][39][40][41]

المفاعلات النوويّة [عدل]

في المفاعلات النوويّة، يستخدم ^{10}B من أجل ضبط تفاعل الانشطار وكوسيلة إطفاء سريع للمفاعل. يتوافر البورون-10 عادةً إمّا على شكل قضبان تحكّم مصنوعة من البوروسيليكات أو على شكل حمض البوريك. في مفاعلات الماء المضغوط يضاف حمض البوريك إلى مبرّدات المفاعل عندما تطفأ المنشأة من أجل إعادة التزوّد بالوقود. أثناء التشغيل وبعد مضيّ عدّة أشهر، يجري التخلّص من الحمض بشكل تدريجي، حيث أنّ المادّة الانشطاريّة تصبح أقلّ نشاطاً وفاعليّة.[42]

البورون المنضّب [عدل]

إنّ البورون المنضّب (بورون-11) هو الناتج الثانوي من استخدام البورون المخصّب (بورون-10) في المنشآت النووية.[42] يستخدم البورون-11 في تركيب أشباه الموصلات المقسّاة ضدّ الإشعاع الداخلة في تركيب الأجهزة الإلكترونيّة في المركبات الفضائيّة. يعود السبب في ذلك إلى أنّ الأشعّة الكونيّة تولّد نيوترونات عندما تصطدم بمكوّنات المركبة الفضائيّة، وهذه النيوترونات سيتمّ اصطيادها بواسطة البورون-10 في حال عدم استخدام البورون المنضّب، ممّا يؤدّي إلى حدوث تفاعل نووي، وتشكّل جسيمات ألفا، بالإضافة إلى أشعّة غاما، والتي تسبّب بفقدان البيانات في المعالجات ومشاكل تقنيّة مشابهة.

الخواص الفيزيائيّة [عدل]

إنّ البورون شفّاف بالنسبة للأشعّة تحت الحمراء، ويُظهر ناقلية كهربائية ضعيفة عند درجة حرارة الغرفة، والتي تزداد بارتفاع درجة الحرارة. إنّ مقاومة الشدّ للبورون لها أعلى قيمة من بين جميع العناصر الكيميائيّة، كما أنّ لهذا العنصر ثاني أعلى قيمة صلادة، وذلك بعد الكربون على شكل الألماس. يكون لأشكال البورون المختلفة تشابه فيزيائي وكيميائي في الخواص مع مواد سيراميكية صلدة مثل كربيد التنغستن.

متآصلات البورون [عدل]

قطع من البورون

يشبه البورون الكربون في مقدرته على الوجود بعدة متآصلات ثابتة، حيث أنّ البورون يستطيع أن يشكّل شبكة جزيئية مترابطة تساهميّاً. حتى البورون اللابلوري يحوي على مجموعات من عشرينيّات السطوح، والتي ترتبط مع بعضها البعض بشكل عشوائي دون انتظام.[43][44]

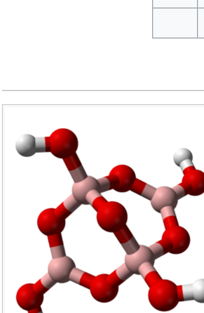
إنّ البورون البلّوري مادّة قاسية جدّاً، سوداء اللون، لها نقطة انصهار مرتفعة تتجاوز 2000 °س. يوجد البورون البلوري في أربعة أشكال رئيسيّة، وهي المعيني-α والمعيني-β (يرمز لها α-R و β-R على الترتيب) ورباعي السطوح-γ ورباعي السطوح-β (يرمز له β-T أو مجرد T). هناك شكل إضافي وهو رباعي السطوح-α، ولكنّه من الصعب جداً الحصول عليه دون وجود شوائب.

تعتمد الأشكال α و β و T في تكوينها على عشرينيّات السطوح B_{12}، في حين أنّ الشكل γ يكون تركيبه مشابهاً لترتيب ملح كلوريد الصوديوم وذلك بالنسبة للأزواج الذرّيّة من عشرينيّات السطوح و B_2.[45] يحصل على الشكل γ بتعريض الأشكال الأخرى من البورون البلّوري إلى ضغوط مرتفعة تتراوح بين 12 إلى 20 غيغاباسكال وبالتسخين إلى درجات حرارة بين 1500-1800 °س. يبقى الشكل γ على حاله حتّى بعد إزالة الشروط القاسية من الضغط ودرجة الحرارة. يحصل على الشكل T تحت ضغوط مماثلة ولكنّ عند درجات الحرارة أعلى (1800–2200 °س). أمّا بالنسبة للشكلين α و β فيمكن أن يتواجدا في الشروط العاديّة من الضغط ودرجة الحرارة، مع كون الشكل β أكثر استقراراً.[45][46][47]

أظهرت التجارب أنّ ضغط البورون فوق 160 غيغاباسكال يعطي شكلاً جديداً من البورون، لم يعرف له تركيب حتّى الآن، وهذا الشكل من البورون له موصلية فائقة عند درجات حرارة بين 6-12 كلفن.[48]

شكل البورون	α-R	β-R	γ	β-T
النظام البلوري	معيني	معيني	معيني قائم	رباعي
عدد الذرّات/وحدة الخليّة[45]	12	~105	28	
الكثافة (غ/سم^3)[49][50][51][52]	2.46	2.35	2.52	2.36
صلادة فيكرز (غيغاباسكال)[53][54]	42	45	50–58	
معامل الحجم (غيغاباسكال)[54][55]	185	224	227	
فجوة النطاق (إلكترون فولت)[54][56]	2	1.6	2.1	

الخواص الكيميائيّة [عدل]



نموذج أنيون رباعي البورات، والموجود في بنية البورق $Na_2[B_4O_5(OH)_4]·8H_2O$. تقوم ذرات الأكسجين (اللون الأحمر) بتشكيل جسور بين ذرات البورون (اللون الزهري)، في حين أنّ ذرّات الهيدروجين (اللون الأبيض) تشكّل مع الأكسجين مجموعات الهيدروكسل.

بسبب ارتفاع طاقة تأيّن البورون، فإنّه لا يعرف له كاتيون B^{+3}. إنّ التوزيع الإلكتروني للبورون $1s^2 2s^2 2p^1$ يظهر أنّ ثلاثة إلكترونات فقط من الغلاف الثاني تكون متوفّرة من أجل إنشاء روابط تساهميّة، ممّا يسهم في إمكانية تشكيل روابط متعددة المراكز، مثل الروابط ثلاثية المركز، بالإضافة إلى تشكيل مركّبات مستقبلة للإلكترونات، أي أن له خاصيّة حمض لويس. جرى التمكن مؤخراً من إنتاج مركّب له ترابط بين ذرتي بورون B≡B، وذلك على شكل رابطة ثلاثيّة.[57]

ينتمي البورون إلى فصيلة أشباه الفلزات، وهو يشبه السيليكون في خواصه الكيميائيّة أكثر من الألومنيوم. إنّ البورون البلّوري خامل كيميائياً، ومقاوم لأثر حمض الهيدروفلوريك وحمض الهيدروكلوريك الساخن، ولا يظهر أثر حمض الفوسفوريك على البورون إلّا عند درجات حرارة أعلى من 600°س. ولكن عند تفتيته إلى مسحوق ناعم فإنّه يتفاعل مع الأحماض المركّزة الساخنة مثل حمض النتريك وحمض الكبريتيك عند درجات حرارة حوالي 200 °س، بالإضافة إلى تفاعله مع المؤكسدات المركّزة والساخنة مثل فوق أكسيد الهيدروجين أو مزيج من حمض الكبريتيك وحمض الكروميك.[16]

يعتمد معدّل أكسدة البورون على تبلوره وعلى حجم القطع المتفاعلة وعلى نقاوته وعلى درجة الحرارة. لا يتفاعل البورون مع أكسجين الهواء عند درجة حرارة الغرفة، ولكنه يحترق عند درجات حرارة مرتفعة أعلى من 700 °س ليشكّل ثلاثي أكسيد البورون.[58]

$$4\,B + 3\,O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,B_2O_3$$

يخضع البورون إلى تفاعل هلجنة ليعطي الهاليدات الموافقة، فعلى سبيل المثال يعطي التفاعل مع البروم مركب ثلاثي بروميد البورون حسب التفاعل:

$$2\,B + 3\,Br_2 \longrightarrow 2\,BBr_3$$

كما يمكن الحصول على الهاليدات من تفاعل الهالوجين مع الأكسيد، مثلما يحصل على ثلاثي كلوريد البورون عملياً.[58]

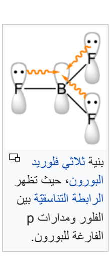
عند إذابة أكسيد البورون B_2O_3 في الماء نحصل على حمض البوريك، والذي تكون مركبات الإستر الخاصة به مثل ثلاثي ميثيل البورات متطايرة، وتلوّن اللهب بلون أخضر قوي.

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

لهب أخضر من مركب ثلاثي ميثيل البورات

من مركّبات البورون اللاعضويّة المهمّة مركّباته مع الهيدروجين على شكل بورانات، بالإضافة إلى مركّباته مع الهيدروجين والنتروجين مثل البورازين $B_3N_3H_6$، المتساوي إلكترونياً مع البنزين، لذلك يسمى *البنزين اللاعضوي*. هناك سلسلة من مركّبات البورون العضويّة مثل أحماض البورونيك المختلفة.

اللاعضويّة [عدل]



بنية ثلاثي فلوريد البورون، حيث تظهر الرابطة التاسقيّة بين الفلور ومدارات p الفارغة للبورون.

يكون للبورون حالة أكسدة من النمط III في مركّباته، وهذا يتضمّن مركّبات الأكسيد والكبريتيد والنتريد والهاليدات الموافقة.[58]

تكون بنية ثلاثيات هاليد البورون ذات بنية جزيئية مستوية ثلاثيّة، وهي مركّبات ذات طبيعة تساهميّة.[6] تعدّ مركّبات BX_3 من أحماض لويس، حيث أنّها تشكّل نواتج ضم مع مانحات الأزواج الإلكترونيّة، والتي تدعى قواعد لويس. على سبيل المثال، فإنّ أيون الفلوريد F^- وثلاثي فلوريد البورون BF_3 يتحدان سويةً ليشكّلا أيون رباعي فلوروبورات BF_4^-، والذي يعدّ الأنيون الحامل للشحنة السالبة في حمض رباعي فلورو البوريك HBF_4. تتفاعل الهاليدات مع الماء لتعطي حمض البوريك.[58]

هناك عدّة أكاسيد للبورون ثلاثي التكافؤ في الطبيعة، والتي غالباً ما تكون مترافقة مع عناصر أخرى، كما هو الحال في العديد من معادن البورات. تشبه هذه المعادن السيليكات من عدّة أوجه، لكن هناك اختلافات بنيويّة، حيث أنّ السيليكون يتناسق مع الأكسجين على شكل رباعيّات سطوح فقط، في حين أنّ البورون يشكّل بالإضافة إليها ترتيبات بنيويّة ثلاثيّة مستوية. من الأمثلة الشائعة لمركّبات البورون مع الأكسجين مركّبات البورات المختلفة، مثل أنيون رباعي البورات في تركيب البورق، والذي تتساوى فيه الشحنة من تأثير الكاتيونات مثل الصوديوم Na^+.[58] هناك أيضاً أملاح فوق البورات، المستخدمة في مجال القصر والتبييض، والموجودة في أملاح مثل فوق بورات الصوديوم.

من مركّبات البورون اللاعضويّة المهمّة مركّباته مع الهيدروجين على شكل بورانات، والتي لها الصيغة العامة B_xH_y. لا توجد هذه المركّبات في الطبيعة، حيث أنّها تتأكسد فوراً بأكسجين الهواء، وبعنف في بعض الأحيان. يدعى المركّب الأساس ضمن فئة هذه المركبات باسم البوران، وله الصيغة BH_3، وهو غير مستقرّ، ويوجد فقط في الحالة الغازيّة، حيث سرعان ما يتفاعل مع جزيء بوران آخر ليشكّل ثنائي وحدات (ديمر)، يعرف باسم ثنائي البوران B_2H_6. إنّ البورانات العليا، وهي الحاوية على عدد كبير من ذرّات البورون والهيدروجين الموافقة، تتألّف من عناقيد من البورون متعدّدة السطوح. أشهر مركبات البورانات هو ثنائي البوران ونواتج تحلّله الحراري، وهي خماسي البوران B_5H_9 وعشاري البوران $B_{10}H_{14}$. يكون عدد الأكسدة للبورون في البورانات ذا قيمة موجبة، وذلك بافتراض أنّ الهيدروجين له عدد الأكسدة −1، ويرتبط على شكل هيدريد فلزي. لذلك فإنّه في ثنائي البوران B_2H_6 يكون عدد أكسدة البورون +3، في حين أنه في عشاري البوران $B_{10}H_{14}$ يكون له القيمة $^7/_5$ أو +1.4.

إنّ نتريدات البورون ذات أهمية كبيرة، وذلك لتنوّع البنى التي يمكن أن تتبناها، حيث يمكن أن يكون لها بنى مماثلة لبنى متآصلات الكربون، بما فيها الغرافيت والألماس والأنابيب النانويّة الكربونيّة. ففي بنية نتريد البورون المكعّبة المشابهة لبنية الألماس، والتي تسمى بورازون، فإنّ ذرّات البورون توجد في بنية جزيئية رباعية السطوح كما في ذرّات الكربون في الألماس، ولكنّ واحدةً من كل أربع روابط B-N تكون على شكل رابطة تساهمية تناسقية. يكون للبورازون صلادة مقاربة للألماس، لذلك يستخدم كمادة ساحجة. في نتريد البورون الذي له بنية مشابهة للغرافيت، والذي يعرف تحت اسم نتريد البورون السداسي (h-BN)، فإنّ ذرّات البورون المشحون إيجاباً والنتروجين المشحونة سلباً في كل مستوي تتوضّع بشكل مقارب إلى الذرات المعاكسة للشحنة في المستوي المقابل. بناءً على ذلك، فإنّ خواص h-BN والغرافيت مختلفة تماماً. يستخدم مركب h-BN كمزلّق في بعض التطبيقات الخاصة حيث تنزلق المستويات بسهولة، بالمقابل فإن لمركب h-BN ناقلية كهربائيّة وحراريّة ضعيفة على الاتجاه المستوي.[59][60] يشكّل نتريد البورون السداسي طبقات ذرية يمكن أن تزيد من حركية الإلكترون في الأجهزة الحاوية على الغرافين.[61][62] كما يمكن لنتريد البورون أن يشكّل أنابيب نانويّة لها العديد من الخواص المميزة، مثل المتانة والثباتيّة الكيميائيّة والناقليّة الحراريّة.[63]

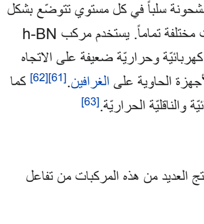
العضويّة [عدل]

يشكّل البورون العديد من مركّبات البورون العضوية، والتي لها أهمّيّة كبيرة في الاصطناع العضوي. تنتج العديد من هذه المركبات من تفاعل إضافة البورون الهيدروجينية وذلك من ركازات مثل ثنائي البوران.

تكون بنية مركّبات البورون العضوية إمّا رباعية السطوح أو ثلاثيّة مستوية؛ على سبيل المثال، فإنّ لأنيون رباعي فينيل البورات $[B(C_6H_5)_4]^-$ بنية رباعيّة السطوح، في حين أنّ مركب ثلاثي فينيل البوران له بنية ثلاثيّة مستوية.

هناك العديد من مركّبات البورون العضوية المختلفة مثل الكربورانات، وهي مركّبات تجميعيّة من البورون والكربون، والتي يمكن أن هلجنتها لتشكل بنى فعّالة من ضمنها حمض الكربوران، وهو حمض فائق، بالإضافة إلى مركّبات أخرى مثل بور البنزين.

البورون الأحادي والثنائي [عدل]



نموذج بنيوي لمركب ثنائي بوريد المغنيسيوم، الموصل الفائق. تشكّل ذرّات البورون (اللون الزهري) شبكة سداسية مستوية شبيهة بالغرافيت، في حين أنّ أيونات المغنيسيوم الثنائي تتوضّع بين الطبقات.

يستطيع البورون أن يشكّل العديد من المركّبات المستقرّة التي يكون فيها البورون بحالة أكسدة أقل من 3، ولكنّ هذه المركّبات قليلة الوفرة بشكل طبيعي على الأرض. كما هو الحال في العديد من المركّبات التساهمية، فإنّ حالة الأكسدة لا تكون ذات أهمية كبيرة في هيدريدات البورون (البورانات) وفي بوريدات الفلزّات. إنّ هاليدات البورون الأحادي والثنائي مثل رباعي فلوريد ثنائي البوران B_2F_4 ورباعي كلوريد ثنائي البوران B_2Cl_4 معروفة، في حين أنّ مركب فلوريد البورون الأحادي BF، المتساوي إلكترونياً مع N_2، لا يمكن عزله.[64]

تحوي مركّبات بوريدات الفلزات على البورون في حالة أكسدة أقل من 3، وكمثال عليها سداسي بوريد الكالسيوم CaB_6 وثنائي بوريد المغنيسيوم MgB_2. تكون مراكز البورون في المركّب الأخير ثلاثيّة مستوية، مع وجود رابطة مضاعفة إضافيّة لكل ذرّة بورون، بحيث تشكّل شبكة سداسيّة الأضلاع شبيهة بالغرافيت. ولكن على العكس من شبكة نتريد البورون سداسي الأضلاع h-BN، والتي تفتقد إلى إلكترونات على مستوى الذرّات التساهميّة، فإنّ وجود إلكترونات غير متموضعة وحرّة الحركة بين المستويات يجعل من مركّب ثنائي بوريد المغنيسيوم ناقلاً للكهرباء مثل الغرافيت. بالإضافة إلى ذلك، أظهرت الأبحاث سنة 2001 أنّ MgB_2 موصل فائق عند درجات حرارة مرتفعة نسبياً.[65][66] إنّ العديد من مركّبات بوريدات الفلزّات تتمتّع بصلادة كبيرة، لذلك تستخدم في صنع أدوات القطع.[67]

التحليل الكيميائي [عدل]

مطيافيّة الرنين المغناطيسي النووي

لكلا النظيرين ^{10}B و ^{11}B لف مغزلي، حيث أنّ للنظير ^{10}B قيمة مقدارها 3 وللنظير ^{11}B قيمة مقدارها $^3/_2$؛ ممّا يمكّن من استخدام تلك النظائر في الرنين المغناطيسي النووي، وهناك أجهزة مطيافيّة لقياس الرنين المغناطيسي النووي لنوى بورون-11 متوفّرة تجارياً. تسبّب نوى ^{10}B و ^{11}B انشطاراً في رنين النوى المرفقة مع البورون في المركّب.[68]

التحليل الكمّي للبورون

يمكن تحديد كمّيّة البورون في العيّنات باستخدام *طريقة الكركومين*. في هذه العملية يحوّل البورون إلى حمض البوريك أو البورات الموافقة، ويفاعل مع الكركومين في وسط حمضي، حيث يتشكّل معقّد تناسقي متخلب مع البورون، له لون أحمر، ويعرف باسم روزوسيانين، وتعرف الكمّيّة عن طريق قياس الألوان.[69]

الدور الحيوي [عدل]

يوجد البورون في العديد من الأحياء، فقد جرى عزل نوع من المضادات الحيويّة من البكتيريا المتسلسلة، واسمه بورومايسين.[70][71]

يعدّ البورون من المغذّيات الأساسيّة للنباتات، فهو ضروري من أجل جدران الخلايا، حيث أنّ نقصه يؤدّي إلى حدوث مرض عوز البورون. تتراوح نسبة البورون في المادّة الجافة بين 2.3 إلى 11.3 مغ لكل 1 كغ في أحاديّات الفلقة، أمّا نسبته في ثنائيّات الفلقة فهي تتراوح بين 8 إلى 95 مغ لكل 1 كغ.[6]

بالمقابل إنّ ارتفاع تركيز البورون عن حدود معيّنة يمكن أن يكون له تأثيرات عكسيّة. عندما تتجاوز مستويات البورون في نسيج النبات عن 200 ppm، فإنّ أعراض حدوث تسمّم بالبورون قد تحدث في الغالب.[72][73][74]

كعنصر من العناصر الزهيدة، يلعب البورون دوراً حيوياً مهمّاً بالنسبة لبعض الثدييّات. فعلى سبيل المثال يؤدّي عوز البورون عند الجرذان إلى انخفاض في كمّيّة ونوعيّة الفراء المغطّي للبدن. لا يعرف بالضبط الدور الفيزيولوجي للبورون في المملكة الحيوانيّة،[75] إلّا أنّه يدخل كأحد العوامل في العمليّات الكيميائيّة الحيويّة في الحيوانات بالإضافة إلى الإنسان.[76] لكن بالمقابل، لا يبدي الإنسان أعراض نقص البورون، إذ أنّ الكمّيّات المطلوبة منه متوفّرة في النظام الغذائي، حيث أنّ البورون يتوافر في كافّة أنواع الغذاء المنتج من النباتات. بيّنت معاهد الصحة الوطنية الأمريكية أنّ محتوى البورون في النظام الغذائي الطبيعي للإنسان يتراوح بين 2.1–4.3 مغ بورون يوميّاً.[77][78] على العموم، لا تزال أهمّيّة البورون بالنسبة للإنسان موضع بحث.

الاستخدامات [عدل]

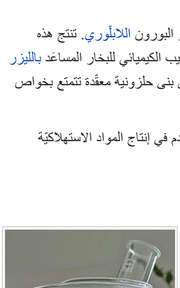
إنّ الاستخدام العالمي الأكبر على المستوى الصناعي بالنسبة لمركّبات البورون (حوالي 45%) هو في إنتاج الليف الزجاجي من أجل صناعة اللدائن المدعّمة بألياف زجاجيّة والمستخدمة في مجالات العزل وتصنيع مواد البناء. من الاستخدامات المهمّة أيضاً للبورون دخوله في تركيب زجاج البوروسيليكات (حوالي 10% من الإنتاج العالمي)، بالإضافة إلى صناعة الخزف (سيراميك البورون)، والذي يستهلك حوالي 15% من الإنتاج العالمي. تستهلك التطبيقات الزراعية حوالي 11% من البورون عالميّاً، في حين أنّ صناعة المنظّفات ومواد التبييض تستهلك حوالي 6% من الإنتاج العالمي.[79]

ألياف البورون [عدل]

إنّ ألياف البورون هي مواد شديدة المتانة خفيفة الوزن، تكون مغزولة على شكل ألياف ومصنوعة من عنصر البورون اللابلّوري. تنتج هذه الألياف من إجراء عمليّة ترسيب كيميائي لبخار البورون على وشيعة من التنغستن.[80][81] إنّ استخدام الترسيب الكيميائي للبخار المساعد بالليزر يمكن أن ينتج ألياف بورون ذات أبعاد دقيقة جداً، كما أنّ استخدام حزمة الليزر المركّزة يسمح بالحصول على بنى حلزونية معقّدة تتمتع بخواص ميكانيكية مميّزة بحيث يمكن أن تستخدم كمواد مدعّمة للنظم الكهروميكانيكية الصغرى.[82]

تستخدم ألياف البورون بشكل رئيسي في تركيب الطائرات والمركبات الفضائية وذلك كمادة مؤلّفة، كما تستخدم في إنتاج المواد الاستهلاكيّة والمنتجات الرياضيّة مثل مضارب الغولف وصنانير صيد الأسماك.[83][84]

زجاج البوروسيليكات [عدل]



أدوات مخبرية زجاجية مصنوعة من زجاج البوروسيليكات.

إنّ زجاج البوروسيليكات هو نوع من الزجاج له التركيب النمطي التالي: 12-15% أكسيد البورون B_2O_3 و 80% ثنائي أكسيد السيليكون (سيليكا)، و2% أكسيد الألومنيوم (ألومينا). يتميّز زجاج البوروسيليكات بأنّ له معامل تمدد حراري منخفض، ممّا يمنحه مقاومة جيدة للصدمة الحراريّة. تعدّ شركة Owens-Corning الأمريكية صاحبة العلامة التجارية بيركس Pyrex، بالإضافة لشركة Schott AG الألمانية صاحبة العلامة التجارية Duran، من أشهر الشركات المنتجة لزجاجيات المختبر ولوازم المطبخ في العالم.[85]

الألياف الزجاجيّة [عدل]

يضاف البورون إلى الزجاج على شكل بورق أو أكسيد البورون وذلك من أجل تدعيم قوة الألياف الزجاجيّة، ومن أجل استخدامه كصهارة للتقليل من درجة انصهار السيليكا.[86] تستخدم هذه الألياف الزجاجية في العديد من التطبيقات، من بينها دخولها في تركيب اللدائن المدعّمة بألياف زجاجية (الفايبركلاس).

إنّ الزجاج الحاوي على أعلى نسبة من البورون في الفايبركلاس هو E-glass، وهو زجاج من ألومينو-بوروسيليكات يحوي على نسبة أقل من 1% وزناً من الأكاسيد القلويّة. يستعمل هذا الزجاج للتطبيقات الكهربائيّة ومن أجل اللدائن المدعّمة بالألياف الزجاجيّة. من الأنواع الأخرى المستعملة أيضاً C-glass، وهو زجاج كلسي-قلوي يحوي على نسبة عالية من أكسيد البورون، ويستخدم من أجل تدعيم المنسوجات، وفي صناعة مواد العزل، بالإضافة إلى D-glass، وهو زجاج البوروسيليكات.[87]

المواد السيراميكيّة [عدل]

إنّ العديد من مركّبات البورون تعدّ من المواد السيراميكيّة، وذلك نظراً للصلادة والقساوة المرتفعة لها. من بين هذه المركبات كربيد البورون ونتريد البورون. يحصل على كربيد البورون من تفاعل أكسيد البورون مع الكربون عند درجات حرارة مرتفعة. تتكوّن بنية المركب من سلاسل بوليمريّة طويلة، بالإضافة إلى البناء البلّوري المميّز، مما يمنحه متانة بنيويّة بالنسبة لوحدة الوزن. يستخدم في بناء المدرّعات والستر الواقية من الرصاص، بالإضافة إلى العديد من التطبيقات البنيويّة الأخرى. كما يستفاد من خاصية امتصاصه للنيوترونات في دخوله في العديد من التطبيقات في المنشآت النوويّة، وذلك كقضبان تحكّم أو دروع الوقاية.[88] يستخدم كربيد البورون ونتريد البورون كمواد ساحجة، حيث أنّ لنتريد البورون مكعّب البنية c-BN صلادة مقاربة للألماس، وهو يعرف بالاسم التجاري بورازون.[89]

من المواد المطوّرة حديثاً مركبات من البورون والكربون والنتروجين BCN، وتعرف باسم الألماس غير المتجانس. يحصل على هذه المواد عند درجات حرارة وضغط مرتفعين، وذلك بتطبيق موجة صادمة ناتجة عن متفجّرات، وذلك على مزيج من الألماس والبورازون. إنّ الألماس غير المتجانس مادّة متعددة البلورات تكون مترافقة مع بلّورات نانوية، ولها صلادة قريبة من الألماس، ومقاومة حراريّة قريبة من البورازون. تعود هذه الخواص إلى البنية الألماسيّة بالإضافة إلى وجود روابط سيغما ذات التهجين المداري sp^3 بين الكربون والذرّات غير المتجانسة.[91] من الأمثلة على هذه المركبات BC_2N المكعّب، والذي قيمة معامل الحجم له مرتفعة، ولا يفوقه فيها إلّا الألماس والبورازون.[92]

الخواص الميكانيكية لمواد BCN [90]

المادة	الألماس	BC_2N المكعّب	BC_5 المكعّب	BN المكعّب	B_4C
صلادة فيكرز (غيغاباسكال)	115	76	71	62	38
قساوة الصدع (ميغاباسكال.م$^{1/2}$)	5.3	4.5	9.5	6.8	3.5

إنّ إضافة بوريدات الفلزات على شكل طبقة على سطح المواد المستخدمة في صناعة الأدوات يتم من خلال الترسيب الكيميائي للبخار أو بالترسيب الفيزيائي للبخار، حيث أنّ إضافة أيونات البورون إلى الفلزّات والسبائك يؤدّي إلى زيادة ملحوظة في مقاومة السطح وفي الصلادة الميكرويّة. تعدّ هذه المواد المغطّاة بطبقة من البوريد من البدائل عن الأدوات المغطّاة بالألماس، ويكون لسطوحها المعالجة خواص مشابهة للمواد المصنوعة من البوريد بالكامل.[93]

أشباه الموصلات [عدل]

إنّ البورون مفيد بكونه عامل إشابة بالنسبة لأشباه الموصلات مثل السيليكون والجرمانيوم وكربيد السيليكون. بما أنّ للبورون إلكترون تكافؤ أقل من الذرّة المضيفة، فإنّه يسبب في حدوث ثغرة إلكترونية، ممّا يؤدّي إلى الحصول على شبه موصل موجب. كانت عمليّة إضافة البورون إلى أشباه الموصلات تجري تقليدياً من خلال الانتشار الذري عند درجات حرارة مرتفعة، وذلك لمركّبات البورون بمختلف الأطوار، وذلك إمّا لأكسيد البورون الصلب أو لثلاثي بروميد البورون السائل أو لمصدر غازي للبورون مثل ثنائي البوران أو ثلاثي فلوريد البورون. استبدلت هذه العملية بعد سبعينات القرن العشرين بتقنيّة غرس الأيونات، والتي تعتمد بشكل شبه كامل على غاز BF_3 كمصدر للبورون.[94]

إنّ غاز ثلاثي كلوريد البورون مهمّ أيضاً في مجال أشباه الموصلات، ولكن ليس كعامل إشابة، إنّما من أجل إجراء عملية تنميش للفلزات وأكاسيدها وذلك بواسطة البلازما.[95]

أجهزة المغناطيس [عدل]

إنّ البورون هو مكوّن من مكوّنات مغناطيس النيوديميوم $Nd_2Fe_{14}B$، والذي يعدّ من أقوى أنواع المغناطيس الدائم. لأجهزة المغناطيس الدائم هذه العديد من التطبيقات المهمّة، والتي تتفاوت من التطبيقات الطبّيّة، مثل دخولها في تركيب أجهزة التصوير بالرنين المغناطيسي MRI، إلى دخولها في تركيب مكبّرات الصوت في الأجهزة المحمولة، حيث تعمل على تأمين حقل مغناطيسي بشكل يكفي لتزويد شدّة صوت كافية.[2]

تستخدم أسلاك مصنوعة من ثنائي بوريد المغنيسيوم MgB_2، والتي لها خواص موصلية فائقة، في تركيب أجزاء من أجهزة المغناطيس فائق الموصلية.[96][97]

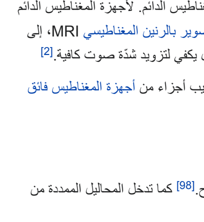
تطبيقات صيدلانيّة [عدل]

إنّ حمض البوريك له خواص مطهّرة ومضادّة للفطريّات، لذلك يستخدم في أنظمة تنقية المياه في المسابح.[98] كما تدخل المحاليل الممددة من حمض البوريك في صناعة بعض الأدوية الصيدلانية كمادة معقمة.[6]

يعدّ البورون عنصراً فعّالاً في تركيب عقار بورتيزوميب، والذي يصنّف تحت العقاقير المثبّطة للجسيمات البروتينية من أجل علاج الورم النقوي المتعدّد وبعض الأورام اللمفاويّة. يقوم البورون في عقار البورتيزوميب بتثبيط الجسيم البروتيني 26S عن طريق الارتباط معه في الموقع التحفيزي وذلك بألفة عالية وبشكل انتقائي.[99]

يستخدم البورون-10 كواقي من الإشعاع وكنويدة أوليّة في طريقة علاج السرطان باصطياد النيوترون بالبورون BNCT، لذلك توسم العقاقير الصيدلانيّة بالبورون-10 من أجل هذا الغرض.[100]

تطبيقات مختلفة [عدل]



إطلاق صاروخ *أبولو 15* وذلك باستخدام ثلاثي إيثيل البورون كمادة لإشعال الوقود الصاروخي.

- بسبب كبر المقطع العرضي النيوتروني للبورون، فإنّه يستخدم من أجل التحكّم وضبط التفاعلات في المفاعلات النوويّة.[101] يستخدم البورون اللابلّوري في تركيب المواد المتوهّجة، حيث أنه يعطي لون أخضر مميّز للهب،[102] كما أنّ البورون اللابلّوري يستخدم من أجل تخفيض نقطة انصهار سبائك نيكل-كروم المستخدمة في اللحام بالمونة.[103] يستخدم عنصر البورون كعامل اختزال أثناء عملية إنتاج النحاس من خاماته وذلك من أجل التخلّص من الأكسجين.[104]
- إنّ المواد اللاصقة المعتمدة في تركيبها على النشا والكازين تحوي في تركيبها على البورق (رباعي بورات الصوديوم عشاري الهيدرات $Na_2B_4O_7·10\,H_2O$)، كما تحوي بعض مواد مانع التآكل على البورق في تركيبها أيضاً.[105] يستخدم البورق في إنتاج العديد من مواد التنظيف، كما يدخل في تركيب مستحضرات تبييض الأسنان.[106] يستخدم البورق (بورات الصوديوم) كصهارة من أجل لحام الفضّة والذهب، ويستخدم مع كلوريد الأمونيوم من أجل لحام الفلزّات الحديديّة.[107] تستخدم البورات كمواد مضافة في مثبّطات اللهب وذلك في المنتجات البلاستيكية والمطاطية.[108]
- إنّ حمض البوريك H_3BO_3 له استخدام في مجال إنتاج الألياف الزجاجية في صناعة النسيج وفي مجال الشاشات المسطّحة.[106][109] من المجالات الأخرى التي يستخدم فيها حمض البوريك استخدامه كعامل تشابك في المواد اللاصقة المعتمدة على بولي فينيل أسيتات PVA و بولي فينيل كحول PVOH. كما يستخدم حمض البوريك كمبيد حشري وذلك تجاه النمل والبراغيث والصراصير.[110]
- يستخدم ثلاثي إيثيل البوران (TEB) كمادّة من أجل إشعال وقود النفاثات JP-7 المستخدم في المحرّك النفّاث Pratt & Whitney J58 الموجود في طائرات مثل لوكهيد إس آر-71 بلاك بيرد.[111] كما استخدم TEB أيضاً في السابق من أجل إشعال محرّكات صاروخ ساتورن 5، الذي استخدم من قبل ناسا في برنامج أبولو وبرنامج سكاي لاب بين سنتي 1967 و 1973. يعدّ ثلاثي إيثيل البوران مناسباً لهذه المهمّات بسبب خاصّيّة تلقائيّة الاشتعال لديه، والتي تعطي درجات حرارة مرتفعة نسبياً.[112] يعد TEB من البادئات الجذريّة، والتي تعمل على تنشيط التفاعلات الكيميائيّة حتّى عند درجات حرارة منخفضة.
- تدخل البورات في تركيب المواد المستخدمة في حفظ الخشب، دون أن يكون لذلك تأثير سلبي على البيئة.[113] كما يعدّ فوق بورات الصوديوم مصدراً للأكسجين الفعال في العديد من المنظّفات والمبيّضات.[114]

المخاطر [عدل]

إنّ كلاً من البورون الفلزي وأكسيد البورون وحمض البوريك والبورات والعديد من مركّبات البورون العضويّة هي غير سامّة بالنسبة للإنسان وللحيوانات. إنّ الجرعة المميتة للنصف (LD_{50}) بالنسبة للحيوانات تبلغ 6 غ لكل كغ من وزن الجسم. إنّ الأثر التراكمي من عنصر البورون قد يكون مضراً، حيث وجد أنّ تناول البورون بما معدّله 500 مغ لمدة 50 يوم يمكن أن يسبب مشاكل في جهاز الهضم، بالإضافة إلى مشاكل أخرى قد تشير إلى التسمّم.[115]

إنّ البورانات هي مركّبات سريعة الاشتعال، لذا ينبغي الحرص عند التعامل معها، كما أنّ بورهيدريد الصوديوم يعدّ من المواد الخطيرة المسبّبة للحرائق، وذلك لخواصه الاختزاليّة، ولإمكانيّة تحرير الهيدروجين عند التماس مع الأحماض. تعدّ هاليدات البورون من المواد الأكّالة.[116]

اقرأ أيضاً [عدل]

- بورق

المراجع [عدل]

1. ^ Zhang, K.Q.; Guo, B.; Braun, V.; Dulick, M.; Bernath, P.F. (1995). "Infrared Emission Spectroscopy of BF and AIF" (PDF). *J. Molecular Spectroscopy*. **170**: 82. doi:10.1006/jmsp.1995.1058.
2. ↑ أ ب Lide, David R. (ed.) (2000). *Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics* (PDF). CRC press. ISBN 0849304814.
3. ^ Holcombe Jr., C. E.; Smith, D. D.; Lorc, J. D.; Duerlesen, W. K.; Carpenter; D. A. (1973).
...
باللغة الألمانية) (الطبعة 91–100). Walter de Gruyter. صفحات 814–864. ISBN 3-11-007511-3. *Anorganischen Chemie*
59. ^ Engler, M. (2007). "Hexagonal Boron Nitride (hBN) – Applications from Metallurgy to Cosmetics" (PDF). *Cfi/Ber. DKG*. **84**: D25. ISSN 0173-9913. مؤرشف من الأصل (PDF) في 13 يونيو 2013.
60. ^ Greim, Jochen and Schwetz, Karl A. (2005). *Boron Carbide, Boron Nitride, and Metal Borides, in Ullmann's Encyclopedia of*

وصلات خارجية [عدل]

- مقالة عن البورون في الموسوعة العربية

في كومنز صور وملفات عن: بورون

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت مركبات البورون

ضبط استنادي	BNF: cb12140810z (data) · GND: 4007709-3 · LCCN: sh85015871 · NDL: 00563492
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-42-8 · *ECHA*: 100.028.319 · *NDF-RT ID*: N0000148267 · *PubChem CID*: 5462311 · *KEGG ID*: C06266 · *UNII*: N9E3X5056Q · *EC no.*: 231-151-2 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID3023922 · *ChemSpider ID*: 4575371 · *ZVG number*: 8030

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 21 يناير 2015 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: بورون | أشباه فلزات | عناصر كيميائية

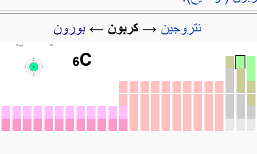
كربون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة عن **عنصر كيميائي**؛ إن كنت تبحث عن عناوين مشابهة، فانظر كربون (توضيح).

نتروجين ← **كربون** ← بورون

المظهر	
أسود (غرافيت) أو شفاف (ألماس)	



الغرافيت (يمين) والألماس (يسار) هما أكثر أشكال الكربون انتشاراً من بين متآصلاته.

الخطوط الطيفية للكربون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كربون، 6، C
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 2، p
الكتلة الذرية	12.011 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[He] $2s^2$ $2p^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2,4 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	لابلوري: 1.8–2.1 [1] غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	غرافيت: 2.267 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	ألماس: 3.515 غ·سم$^{-3}$
نقطة التسامي	3915 ك، 3642 °س
نقطة ثلاثية	4600 كلفن (4327°س)، 10800[2][3] كيلوباسكال
حرارة الانصهار	117 (غرافيت) كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	8.517 (غرافيت)، 6.155 (ألماس) جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**، 3 [4]، 2، 1 [5]، 0، -1، -2، -3، -**4**[6]
الكهرسلبية	2.55 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1086.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2352.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 4620.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	77 (sp³)، 73 (sp²)، 69 (sp) بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	170 بيكومتر
خواص أخرى	
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[7]
الناقلية الحرارية	119-165 (غرافيت) 900-2300 (الماس) واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	0.8 (الماس) [8] ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	18350 (الماس) متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	1050 (ألماس) [8] غيغاباسكال
معامل القص	478 (الماس) [8] غيغاباسكال
معامل الحجم	442 (الماس) [8] غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.1 (ألماس) [8]
صلادة موس	1-2 (غرافيت) 10 (الماس)
رقم CAS	7440-44-0
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الكربون	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{12}C	98.9%	^{12}C هو نظير مستقر وله 6 نيوترون			
^{13}C	1.1%	^{13}C هو نظير مستقر وله 7 نيوترون			
^{14}C	نادر	5730 y	β^-	0.156	^{14}N

ع·ن·ت

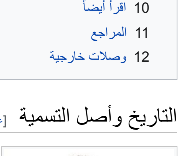
الكربون هو عنصر كيميائي له الرمز **C** و العدد الذرّي 6، ويقع ضمن عناصر الدورة الثانية وعلى رأس المجموعة الرابعة عشر (المجموعة الرابعة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري وذلك كعنصر مجموعة رئيسي، حيث أنّ مجموعته تسمّى باسمه مجموعة الكربون. يصنّف الكربون ضمن اللا فلزّات، و هو عنصر رباعي التكافؤ، بحيث أنّ لديه أربع إلكترونات متاحة من أجل تشكيل روابط تساهميّة، كما أنّ له القدرة على الارتباط مع ذرّات كربون أخرى لتشكيل سلاسل كربونيّة طويلة، كما يرتبط مع عدد من العناصر الأخرى، بحيث يشكّل الملايين من المركّبات العضويّة.[9] يتوافر الكربون في كل أشكال الحياة العضويّة و هو أساس الكيمياء العضويّة، كما يوجد الكربون بصيغته اللاعضويّة في العديد من المركّبات والتي من أشهرها ثنائي أكسيد الكربون وأملاح الكربونات.

يوجد الكربون في الطبيعة بالشكل الحرّ على شكل عدة متآصلات أشهرها الألماس والغرافيت. تختلف الخواص الفيزيائيّة لعنصر الكربون حسب طبيعة الارتباط في المتآصل، فبينما يكون الألماس شفافاً وصلداً وضعيف الموصليّة للكهرباء، فإنّ الغرافيت، على العكس من ذلك، يكون على شكل مادّة سوداء سهلة التفتّت، ذات موصليّة جيّدة للكهرباء. من المتآصلات الأخرى للكربون كلّ من الأنابيب النانويّة الكربونيّة والغرافين، اللّذين لهما أعلى ناقليّة حراريّة من بين المواد المعروفة. للكربون ثلاثة نظائر معروفة، وهي الكربون-12 ^{12}C، والكربون-13 ^{13}C، وكلاهما مستقرّان، بالإضافة إلى النظير المشعّ كربون-14، والذي يستخدم في التأريخ الإشعاعي.

يتوفّر الكربون بشكل كبير في الطبيعة، فهو يحتلّ المرتبة الخامسة عشر في ترتيب وفرة العناصر في القشرة الأرضيّة من حيث التركيز، والرابع في الوفرة في الكون من حيث الكتلة. يعدّ الكربون ثاني أكثر العناصر وفرةً في جسم الإنسان من حيث الكتلة.[10] يوجد الكربون بشكل مرتبط في العديد من المنتجات الطبيعيّة مثل صخور الكربونات وثنائي أكسيد الكربون وفي النفط وفي الفحم وفي الخثّ، بالإضافة إلى وجوده على شكل هيدرات الميثان في قاع المحيطات. نظراً للأهميّة الحيويّة للكربون، وتنوّعه وتشكيله لعدد كبير وضخم من المركّبات العضويّة، فإنّ الكربون يعدّ من العناصر الأساسيّة لوجود الحياة.

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]



أنطوان لافوازييه في شبابه

اشتقّ لفظ كربون من اللفظ carbon اللاتيني carbo والذي يعني الفحم،[11] في حين أنّ اللفظ الفرنسي charbon يعني الفحم النباتي. بالمقابل فإنّه في اللغة الألمانية يسمّى Kohlenstoff، والتي تعني مادّة الفحم.

يعدّ الكربون أحد أقدم العناصر اكتشافاً،[12] وكان معروفاً على شكل سناج أو على شكل فحم نباتي بالنسبة للحضارات الأولى للبشريّة، ويعتقد أنّ الصينيّون كانوا أوّل من عرف الكربون على شكل ألماس، وذلك حوالي سنة 2500 قبل الميلاد.[13]

كارل فلهلم شيله

في سنة 1722، أظهر رينيه أنطوان فيرشو دي ريومور أنّه يمكن تحويل الحديد إلى فولاذ من خلال امتصاص مادّة، لم يعرف حينها أنّها الكربون،[14] وفي سنة 1772، بيّن أنطوان لافوازييه أنّ الألماس هو شكل من أشكال الكربون؛ وذلك عندما قام بحرق عيّنات من الفحم النباتي والألماس، وأظهر أنّها لا تنتج بذلك أيّ ماء، وأنّ المادّتين تطلقان نفس الكميّة من ثنائي أكسيد الكربون لكلّ غرام.[15] وفي سنة 1779، أظهر كارل فلهلم شيله أنّ الغرافيت، والذي كان يُظنّ أنّه شكل من أشكال الرصاص، ما هو إلّا أحد أشكال الكربون، وأنّه مماثل للفحم النباتي.[15] في سنة 1786، أكّد كلّ من العلماء كلود لوي برتوليه وغاسبار مونج، بالإضافة إلى فاندرمون، أنّ غالبيّة الغرافيت هي عبارة عن كربون، وذلك عن طريق إجراء عمليّة أكسدة له في وسط من الأكسجين، وذلك بأسلوب مماثل لما قام به لافوازييه على الألماس.[16] وبنشرهم للتجربة قاموا باقتراح اسم الكربون (الاسم اللاتيني carbonum) وذلك للعنصر المكوّن للغرافيت، والذي قام لافوازييه لاحقاً بإدراجه ضمن العناصر الكيميائيّة في نصّ نشره سنة 1789.[15]

في القرن العشرين، أضيف متآصل جديد للكربون في سنة 1985 باكتشاف الفوليرين،[17] وذلك على عدّة أشكال من ضمنها بنى نانويّة مثل بوكمينستر فوليرين والأنابيب النانويّة الكربونيّة.[18] حصل المكتشفون روبرت كيرل وهارولد كروتو وريتشارد سمولي على جائزة نوبل في الكيمياء سنة 1996 نتيجة ذلك الاكتشاف.[19] أدّى تطوّر الأبحاث في الفترة الأخيرة إلى ظهور أشكال جديدة من الكربون مثل الكربون الزجاجي، وإلى اكتشاف حقيقة أنّ الكربون اللابلّوري، ليس لابلّورياً بالشكل التام.[20]

الوفرة الطبيعيّة [عدل]

في الكون [عدل]

يأتي الكربون في المرتبة الرابعة من حيث وفرة العناصر الكيميائيّة في الكون بعد الهيدروجين والهيليوم والأكسجين. يدخل عنصر الكربون في تركيب الشمس والنجوم والمذنّبات، وفي تركيب الغلاف الجوّي لأغلب الكواكب.[21] تحوي بعض الأحجار النيزكيّة على كمّيّات مكرويّة من الألماس، والتي تشكّلت عندما كانت المجموعة الشمسيّة لا تزال في مرحلة القرص الكوكبي؛ كما تتشكّل هذه الألماسات المكرويّة نتيجة الضغط الهائل ودرجات الحرارة المرتفعة عند مواقع ضربات الأحجار النيزكيّة.[22]

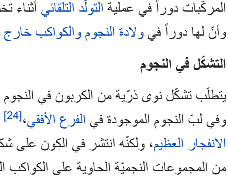
يعتقد العلماء أنّ حوالي 20% من الكربون الموجود في الكون هو على شكل هيدروكربون عطري متعدّد الحلقات (PAHs)، حيث يظنّ أنّ لهذه المركّبات دوراً في عملية التولّد التلقائي أثناء تخليق الكون، وتشكّلت بعد عدّة بلايين من السنين من حدوث الانفجار العظيم، ثم انتشرت في الكون، وأنّ لها دوراً في ولادة النجوم والكواكب خارج المجموعة الشمسيّة.[21]

التشكّل في النجوم

يتطلّب تشكّل نوى ذرّيّة من الكربون في النجوم حدوث تصادمات ثلاثيّة متزامنة لجسيمات ألفا داخل لبّ النجوم العملاقة أو العمالِيق الضخمة،[23] وفي لبّ النجوم الموجودة في الفرع الأفقي،[24] وذلك في عملية تدعى تخليق العناصر (أو عملية ألفا الثلاثيّة). بالتالي فإنّ الكربون لم يتشكّل أثناء الانفجار العظيم، ولكنّه انتشر في الكون على شكل رماد نتيجة انفجار المستعرّات العظمى، وذلك كجزء من المادة التي شكّلت الجيل الثاني والثالث من المجموعات النجميّة الحاوية على الكواكب المتشكّلة من أمثال هذا الرماد.[21][25] إنّ المجموعة الشمسيّة هي واحدة من أنظمة الجيل الثالث تلك.

بالإضافة إلى عمليّة ألفا الثلاثيّة، فإنّ آليّة دورة كربون-نيتروجين-أكسجين (دورة CNO) هي من آليات الاندماج النووي، والتي تولّد الطاقة في النجوم، ويقوم الكربون فيها بدور الحفّاز من أجل استمراريّة التفاعل. يمكن قياس الانتقالات الدورانيّة لأشكال النظائر المختلفة من أحادي أكسيد الكربون (مثل ^{12}CO و ^{13}CO و $C^{18}O$) وذلك في مجال أطوال موجة دون المليمتر، ويستخدم ذلك من أجل دراسة النجوم المتشكّلة حديثاً في السحب الجزيئيّة.[26]

غلاف الأرض الحيوي [عدل]



خامة غرافيت

يعدّ الكربون عنصراً أساسياً من أجل استمرار الحياة في غلاف الأرض الحيوي. يقدّر أن الغلاف الصخري للأرض يحوي 2000 جزء في المليون ppm من الكربون في نواة الأرض، وحوالي 120 ppm من الكربون في الغلاف الخارجي وفي القشرة الأرضيّة.[27] ممّا يعني أنّ هناك حوالي 4360 مليون غيغاطن من الكربون في غلاف الأرض الصخري، وذلك يتضمّن وجود الكربون على صيغة الهيدروكربونات، والتي تعدّ الأساس الكيميائي في الفحم والنفط والغاز الطبيعي. تقدّر احتياطات الفحم بحوالي 900 غيغاطن،[28] في حين أنّ احتياطات النفط هي حوالي 150 غيغاطن. هناك مصادر غير تقليدية مثل غاز الأردواز، والتي تقدّر احتياطاته عالميّاً بحوالي 540 غيغاطن من الكربون.[29] بالإضافة إلى ما ذكر، فإنّ الكربون يوجد بكمّيّات كبيرة على شكل صخور الكربونات مثل الحجر الجيري والدولوميت والرخام وغيرها.

يوجد الكربون متّحداً مع الأكسجين على شكل ثنائي أكسيد الكربون الغازي في غلاف الأرض الجوّي (حوالي 810 غيغاطن من الكربون)، وبشكل منحلّ في مياه المحيطات (حوالي 36 ألف غيغاطن من الكربون). كما يوجد على شكل هيدرات الميثان في أعماق البحار وفي المناطق القطبيّة، وتتفاوت تقديرات كمية الكربون فيها من 500 إلى 2500 غيغاطن،[30] وتصل إلى 3000 غيغاطن.[31] يعدّ الغرافيت أكثر متآصلات الكربون انتشاراً، حيث يوجد بكمّيّات كبيرة في الهند والمكسيك وغرينلاند وروسيا والولايات المتحدة الأمريكيّة. في حين أنّ الألماس يوجد بكثرة في أفريقيا، وخاصة في دول مثل جنوب أفريقيا وناميبيا وبوتسوانا وجمهورية الكونغو وسيراليون.

الإنتاج [عدل]

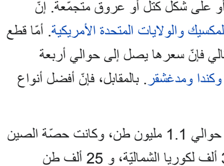
الغرافيت [عدل]

توجد هناك ترسّبات طبيعيّة حيويّة من الغرافيت في عدّة مناطق من العالم، ولكنّ أهمّها من الناحية الاقتصاديّة هي الخامات الموجودة في الصين والهند والبرازيل وكوريا الشماليّة. إنّ ترسّبات الغرافيت هي ذات أصل متحوّل وتوجد بشكل مترافق مع معادن الكوارتز والميكا والفلدسبار في صخور الشيست والنايس بالإضافة إلى الحجر الرملي المتحوّل والحجر الجيري، وذلك على شكل عدسات أو عروق قد تصل سماكتها أحياناً إلى متر واحد أو أكثر. من السهل تعدين الكمّيّات الكبيرة الواضحة من الغرافيت، في حين أنّ الكمّيّات الأصغر من ترسّبات الغرافيت يستحصل عليها من سحق الصخر الأمّ الحاوي على الترسّبات، ومن ثمّ بإجراء عمليّة تعويم للغرافيت، والذي يتميّز بخفّته فيطفو على السطح.[32]

هناك ثلاثة أنواع من الغرافيت الطبيعي، إمّا أن يكون لابلّورياً، أو على شكل قطع قشريّة متبلورة، أو على شكل كتل أو عروق متجمّعة. إنّ الغرافيت اللابلّوري هو أقلّها من حيث السعر والجودة، وهو ينتشر في الصين وأغلب أوروبا وفي المكسيك والولايات المتحدة الأمريكيّة. أمّا قطع الغرافيت القشريّة المتبلورة فهي أقلّ انتشاراً، ولكنّها ذات جودة أعلى من الغرافيت اللابلّوري، وبالتالي فإنّ سعرها يصل إلى حوالي أربعة أضعاف سعر الغرافيت اللابلّوري. تنتشر القطع القشريّة من الغرافيت في النمسا وألمانيا والبرازيل وكندا ومدغشقر. بالمقابل، فإنّ أفضل أنواع الغرافيت هو الذي يأتي على شكل كتل أو عروق متجمّعة، وهو يتوفر تجارياً في سريلانكا.[32]

حسب بيانات الماسح الجيولوجي الأمريكي، كان الإنتاج العالمي من الغرافيت الطبيعي سنة 2010 حوالي 1.1 مليون طن، وكانت حصّة الصين من هذا الإنتاج حوالي 800 ألف طن، مقابل 130 ألف طن للهند، و 76 ألف طن للبرازيل، و 30 ألف لكوريا الشماليّة، و 25 ألف طن لكندا.[32]

الألماس [عدل]



بلّورة خام من الألماس

إنّ تعدين الألماس من خامته يقوم على استخدام جزء صغير من الخامة الفعليّة، حيث أنّ الخامة تسحق بشكل يتمّ فيه الانتباه إلى عدم تحطيم الألماسات الكبيرة، بحيث أن الجسيمات تفصل في النهاية وتصنّف حسب الكثافة. في الوقت الراهن، تجري عمليّة تحديد مكان وجود الألماسات في القسم الغنيّ من الخامة باستخدام تقنيّة فلورية الأشعة السينية، وبعد ذلك تتمّ خطوات الفصل النهاية بأسلوب يدوي. في الماضي، وقبل استخدام تقنيّة الأشعة السينيّة، كانت عملية الفصل تتمّ باستخدام أحزمة مدهونة بالشحم، حيث أنّ للألماس قابليّة للالتصاق بالشحم أكبر من غيره من المعادن الأخرى الموجودة في الخامة.[33]

تاريخيّاً كان يعتقد بوجود الألماس في ترسّبات الطمي في جنوب الهند فقط[34] على أساس ذلك، كانت الهند إحدى الدول الرائدة في إنتاج الألماس، وذلك من وقت اكتشافه حوالي القرن التاسع قبل الميلاد،[35] وحتّى أواسط القرن التاسع عشر. بعد ذلك انخفض الإنتاج، وظهرت دول أخرى منتجة مثل البرازيل، والتي كانت أول منتج للألماس غير الهند، وذلك سنة 1725.[36]

بدأ إنتاج الألماس من المعادن الأساسيّة مثل الكمبرليت واللامبرويت لأول مرة في سنوات عقد 1870، وذلك بعد اكتشاف حقول الألماس في جنوب أفريقيا. زاد الإنتاج مع مرور الوقت، حيث يقدّر أنّه منذ ذلك الحين فقد استخرج بشكل تراكمي إجمالي حوالي 4.5 مليار قيراط.[37] إنّ حوالي 20% من تلك الكمّيّة المستخرجة كانت في السنوات الخمسة بين (2002 - 2007)، وبين سنتي 1997 و 2007 بدأت تسعة مناجم جديدة عملها في إنتاج الألماس وذلك في كل من كندا وزيمبابوي وأنغولا وروسيا.[37]

يستحصل على الألماس في الولايات المتحدة الأمريكيّة في ولايات أركنساس وكولورادو ومونتانا،[38][39] بالمقابل، فإنّ أكثر مكامن الألماس أهميّة من الناحية الاقتصاديّة هي في روسيا وأستراليا وبوتسوانا وجمهورية الكونغو الديمقراطية.[40]

النظائر [عدل]

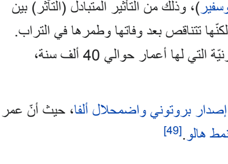
لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر الكربون**.

للكربون نظيرين مستقرّين ومتوفّرين طبيعيّاً، وهما كربون-12 ^{12}C وكربون-13 ^{13}C.[41] يشكّل الكربون-12 ما مقداره 98.93% من الوفرة الطبيعيّة للكربون على الأرض، في حين أنّ الكربون-13 يشكّل نسبة 1.07% المتبقيّة.[41] يزداد تركيز ^{12}C في المواد الحيويّة لأنّ التفاعلات الكيميائيّة الحيويّة لها تمييز للكربون-12 على حساب الكربون-13.[42] قام الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) سنة 1961 باعتماد النظير كربون-12 كأساس للكتلة الذريّة،[43] بالتالي فإنّ وحدة الكتل الذريّة تعادل 1/12 من كتلة النظير ^{12}C. يستخدم النظير ^{13}C في تجارب الرنين المغناطيسي النووي (NMR) من أجل تعيين الارتباط في ذرّات الكربون في المركّبات العضويّة.

هناك نظير مشعّ متوفّر طبيعياً للكربون، وهو كربون-14 ^{14}C، والذي يوجد في كمّيّات نزرة على سطح الأرض بتراكيز تصل إلى جزء في التريليون (10^12)، أي ما يعادل (0.0000000001%)، وذلك في الغلاف الجوي للأرض أو في الترسّبات السطحيّة، خاصة في الخثّ والمواد العضويّة الأخرى.[44] يبلغ عمر النصف لهذا النظير المشع 5730 سنة،[41] وهو يضمحلّ على النمط بيتّا β^- بطاقة مقدارها 0.158 ميغا إلكترون فولت. بسبب قصر العمر النسبي للاضمحلال الإشعاعي للكربون-14، فهو من حيث الافتراض غير موجود في الصخور ذات العمر السحيق، ولكنّه في المقابل يتشكّل في طبقات الجوّ العليا (التي هي دون الستراتوسفير وفوق التروبوسفير)، وذلك من التأثير المتبادل (التآثر) بين النتروجين والأشعّة الكونيّة.[45] إنّ نسبة الكربون-14 في الجوّ والكائنات الحيّة هي تقريباً ثابتة، ولكنّها تتناقص بعد وفاتها وطمرها في التراب. في هذه الحالة، يستفاد من معرفة الفرق في نسبة الكربون-14 في مجال تقدير عمر الأجسام الكربونيّة التي لها أعمار حوالي 40 ألف سنة، باستخدام تقنية التأريخ بالكربون المشعّ.[46][47]

هناك 15 نظيراً معروفاً للكربون، أقصرها عمراً هو للنظير كربون-8، والذي يضمحلّ من خلال إصدار بروتوني واضمحلال ألفا، حيث أنّ عمر النصف له يبلغ $1.98739x10^{-21}$ ثانية.[48] يكون للنظير الغريب كربون-19 ^{19}C نواة من النمط هالو.[49]

الخواص الفيزيائيّة [عدل]



مخطط أطوار نظري للكربون

للكربون أعلى نقطة تسامي بين العناصر الكيميائيّة، والتي تبلغ حوالي 3900 كلفن.[50][51] ليس للكربون نقطة انصهار عند الضغط النظامي، حيث أن النقطة الثلاثيّة له هي عند ضغط مقداره 10.8 ± 0.2 ميغاباسكال، ودرجة حرارة مقدارها 4600 ± 300 كلفن (~4330 °س). يتسامى الكربون في المصباح القوسي الكربوني، والذي تصل درجات الحرارة فيه إلى حوالي 5800 كلفن (5530 °س). بالتالي، فإنّه وبغضّ النظر عن شكل المتآصل فإنّ الكربون يبقى صلباً عند درجات حرارة أعلى من درجات انصهار فلزات مثل التنغستن أو الرينيوم.

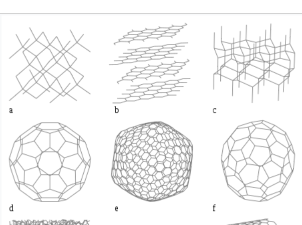
للكربون خواص مغناطيسية معاكسة، وتختلف قيمة القابليّة المغناطيسيّة في الغرافيت حسب المستوي الفراغي، فيكون بذلك متباين الخواص، إذ أنّ القيمة في المستوي الموازي تبلغ $\chi_m = -85 \cdot 10^{-6}$، وفي المستوي العمودي للطبقات $\chi_m = -450 \cdot 10^{-6}$.[52] بالمقابل فإنّ للألماس في هذه الناحية متوحّد الخواص، حيث أنّ القيمة لديه ثابتة ومقدارها $\chi_m = -22 \cdot 10^{-6}$.

على العموم، تختلف الخواص الفيزيائيّة التفصيليّة للكربون حسب شكل ارتباط الذرات في الأشكال المختلفة من المتآصلات، والتي تشمل مثلاً أقسى مادة موجودة في الطبيعة وهي الألماس، مقابل واحدة من أكثر المواد نعومة وهي الغرافيت. في الجدول التالي مقارنة بين الخواص الفيزيائيّة لكل من الألماس والغرافيت:

الألماس	الغرافيت
يعد الألماس الاصطناعي على شكل قضبان نانوية بلورية من أقسى المواد المعروفة.[53]	الغرافيت هو واحد من أكثر المواد طراوة ونعومة، حيث أنه سهل التفتت بالضغط عليه.
يستخدم الألماس كمادة ساحجة.	يستخدم الغرافيت كمادة مزلّقة.[54]
الألماس مادّة ذات قدرة جيّدة على العزل الكهربائي.[55]	الغرافيت من المواد الموصلة للكهرباء.[56]
للألماس ناقليّة حراريّة جيّدة جداً.	بعض أشكال الغرافيت تكون ذات عزل حراري، ولكن هناك أنواع أخرى معالجة حرارياً تكون ذات ناقليّة حراريّة جيّدة.
يتميّز الألماس بالشفافيّة العالية.	الغرافيت مادّة معتمة.
يتبلور الألماس حسب النظام البلّوري المكعّب.	يتبلور الغرافيت حسب النظام البلّوري السداسي.[57]

التآصل

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **تآصل الكربون**.



بعض متآصلات الكربون: a) ألماس؛ b) غرافيت؛ c) لونسداليت؛ d–f) فوليرينات؛ g) كربون لا بلوري؛ h) أنبوب نانوي كربوني.

يقصد بالتآصل الأشكال المتعدّدة التي يوجد فيها العنصر في الطبيعة، والتي تختلف عن بعضها في التركيب البلّوري، أو بالترتيب الداخلي للذرّات. لا يوجد الكربون في الأحوال العادية على الصورة الذرّيّة، والتي هي غير مستقرّة، والتي تتثبت عن طريق الارتباط مع ذرّات الكربون الأخرى في بنى متعدّدة الذرّات ذات ترتيبات هندسيّة متنوّعة. أشهر متآصلات الكربون هي الألماس والغرافيت، بالإضافة إلى الكربون اللابلّوري. تعدّ الفوليرينات إحدى المتآصلات المكتشفة حديثاً للكربون، والتي كانت غريبةً أوّل ما ظهرت، إلا أنّها حالياً تستخدم بشكل متكرّر في الأبحاث العلميّة. تشمل الفوليرينات كل من بوكمينستر فوليرين (تعرف أيضاً باسم كرات بوكي)،[18] والأنابيب النانويّة الكربونيّة[58][59] وغيرها من التشكيلات الغريبة المكتشفة حديثاً مثل *البراعم النانويّة*،[60][61] *والألياف النانويّة*.[62] من المتآصلات الجديدة أيضاً للكربون كل من اللونسداليت،[63] والكربون الزجاجي،[20] والرغوة النانويّة الكربونيّة،[64] والكرباينات (كربون أسيتيليني خطّي)،[65] والغرافين.[66]

الغرافيت

عند الشروط الطبيعيّة من قيم الضغط، فإنّ الكربون يأخذ شكل الغرافيت، حيث ترتبط كلّ ذرّة كربون بشكل ثلاثي مع ثلاث ذرات كربون أخرى ضمن نفس المستوي الفراغي، بحيث نحصل في النهاية على حلقات مدمجة سداسية الأضلاع، كما هو الشكل الهندسي في مركّبات الهيدروكربون العطريّة.[67] تكون الشبكة الناتجة عن هذا الترابط ثنائية الأبعاد، بحيث أن الصفائح المستوية تتكدّس على بعضها، وترتبط فيما بينها بواسطة قوى فان دير فالس. هذا الشكل من الترابط يعطي الغرافيت خاصيّة الطراوة والنعومة، بالإضافة إلى انفصام البلّورات عن بعضها البعض، ممّا يجعله سهل التفتت. إنّ طبقات الغرافيت لديها ناقلية كهربائية جيّدة على نفس المستوي، وذلك بسبب خاصيّة عدم التموضع (أو عدم التمركز) لواحد من الإلكترونات الخارجيّة لكلّ ذرّة من ذرّات الكربون في الشبكة البلوريّة، ممّا يؤدّي إلى تشكيل سحابة باي من الإلكترونات غير المتمركزة، والتي تفيد في الخواص الموصلة للكهرباء بالنسبة للغرافيت. يكون الغرافيت متباين الخواص، إذ أنّه على نفس مستوي الارتباط الذري يكون ذو خواص كهربائيّة وحراريّة مميّزة، بالمقابل، فإنّ هذه الخواص لا تكون ذاتها من المستوي البلّوري إلى المستوي البلّوري المجاور.

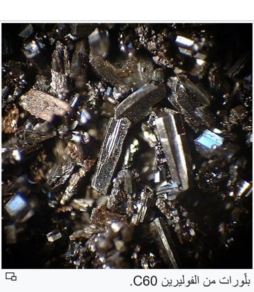
الألماس

يكون الكربون على شكل الألماس عند ضغوط مرتفعة جدّاً، وهو مدمج بشكل أكبر من صفائح الغرافيت المستوية، بحيث أنّ له كثافة تساوي حوالي ضعف قيمتها بالنسبة للغرافيت. يرتبط الكربون في الألماس على شكل رباعيّات سطوح مع أربع ذرّات أخرى من الكربون، بحيث أنّه في النهاية نحصل على شبكة متفرّعة وثلاثيّة الأبعاد من حلقات سداسيّة الأضلاع من ذرّات الكربون في الفراغ. إنّ للكربون في الألماس بنية بلّورية مكعّبة كما هو الحال في السيليكون والجرمانيوم، وبسبب قوة الرابطة الكيميائيّة بين ذرّات الكربون في هذه البنية، فإنّ الألماس هو أكثر المواد الطبيعيّة صلادةً حسب مقياس موس. حسب الحسابات الترموديناميكيّة، فإنّ الغرافيت هو شكل أكثر استقراراً من الألماس، حيث أنّ الأخير يتحوّل إلى غرافيت وذلك في حال تجاوز حاجز طاقة التنشيط المرتفع، وذلك برفع درجات الحرارة إلى ما فوق 1500 °س.

الكربون اللابلّوري

إنّ الشكل اللابلّوري من الكربون يكون على هيئة ذرّات متجمّعة بشكل غير منتظم وغير موجودة في نظام بلوري محدّد، وذلك على شكل مسحوق يوجد كمكوّن رئيسي في مواد مثل الفحم النباتي وأسود الكربون (السناج) والكربون المنشّط. يمكن إيجاد نسبة معيّنة من الانتظام الداخلي للترابط بين ذرّات الكربون، وذلك عن طريق إنتاج الكربون اللابلّوري صناعيّاً، حيث توجد على سبيل المثال، مادّة كربون لابلّوري رباعي، تكون فيه نسبة 70% من الانتظام البلّوري على شكل رباعي، ويرمز لها (ta-C)، ولها خواص مميّزة، حيث أنّها مادّة ذات صلادة كبيرة جداً ولها شفافيّة عالية كما أنها عازلة جيّدة للكهرباء.

الفوليرينات



بلّورات من الفوليرين C60.

يكون للفوليرينات بنية شبيهة بالغرافيت من حيث الارتباط الثلاثي على شكل حلقات سداسيّة، مع وجود فرق وهو احتواؤها على خماسيّات أضلاع، والتي تسهم في انحناء الصفائح على شكل كرات، أو قطوع ناقصة فراغية أو أسطوانات. تقسم الفوليرينات من حيث الشكل إلى كرات بوكي وأنابيب وبراعم كربونيّة نانويّة، ولا يزال البحث العلمي جارياً في مجال المواد النانويّة للتعرّف بشكل أكبر على خواصها. تعرف هذه المتآصلات باسم فوليرينات على اسم ريتشارد بوكمينستر فولر، وهو مهندس مطوّر لتصاميم القبب الجيوديسيّة، والتي تشبه الفوليرينات في شكلها. إنّ كرات بوكي هي جزيئات ضخمة تتشكّل بالكامل من الكربون على هيئة سطوح كروية أشهرها بوكمينستر فوليرين، والذي له الصيغة C_{60}، ويكون على شكل كرة.[18]

الأنابيب النانويّة الكربونيّة

إنّ الأنابيب النانويّة الكربونيّة شبيهة بنيوياً لكرات بوكي، إلّا أنّ كلّ ذرّة كربون في الأنابيب النانويّة الكربونيّة ترتبط بشكل ثلاثي ومنحني، بحيث يتشكّل تجويف يشبه الأسطوانة.[58][59] في حين أنّ البراعم النانويّة، والتي اكتشفت لأوّل مرة سنة 2007، هي عبارة عن شكل هجين بين الأنابيب والكرات، تكون فيه كرة بوكي مرتبطة على الجدار الخارجي لأنبوب نانوي كربوني، وذلك بشكل يجمع بين خواص الاثنين في بنية واحدة.[60]

الرغوة النانويّة الكربونيّة

تعد الرغوة النانويّة الكربونيّة إحدى متآصلات الكربون، والتي اكتشفت سنة 1997، وتتميّز بأنّ لها خواص مغناطيسية حديدية.[68] تتألّف بنية هذه الرغوة من ذرّات كربون مرتبطة مع بعضها بشكل ثلاثي وذلك في حلقات سداسيّة وسباعيّة، وهي تعدّ واحدة من أكثر المواد خفّة، حيث أنّ كثافتها تكون حوالي 2 كغ/م^3.

الكربون الزجاجي

يكون للكربون الزجاجي نسبة مسامية مرتفعة مثل الغرافيت، ولكن على العكس منه فإنّ ترتيب الصفائح في الكربون الزجاجي لا يكون منتظماً، إنما بشكل عشوائي.[20]

اللونسداليت

عند شروط معينة، يتبلور الكربون على شكل لونسداليت، وهو أحد المتآصلات الذي يكون فيه الكربون مرتبطاً على شكل شبكة بلورية سداسية الأضلاع، تكون فيها كل الذرات مرتبطة بروابط تساهميّة، لذلك فإنّ اللونسداليت يشبه الألماس في الكثير من الخواص،[63] وهو يعرف باسم *الألماس سداسي الأضلاع*. يعدّ اللونسداليت من المتآصلات نادرة الحدوث، ويتشكّل عند تطبيق درجات حرارة وضغوط عالية جدّاً على الغرافيت، الأمر الذي يمكن أن يقع عند حدوث اصطدام نيازك بسطح الأرض، فيتحوّل الغرافيت إلى ألماس وتبقى هناك البنيّة البلّوريّة السداسيّة.

الكرباينات

إنّ الكرباينات (أو كربون الأسيتيلين الخطي) عبارة عن شكل من أشكال الكربون، والذي ترتبط فيه ذرّات الكربون بشكل خطي -(C:::C)$_n$-، بحيث يكون التهجين المداري فيه من النمط *sp*، وذلك على شكل بوليمر تتناوب فيه الروابط الأحاديّة والثلاثيّة. هذا النمط من الكربانيات له خواص مميّزة في مجال تقنية النانو، إذ أن معامل يونغ لهذه المواد أكبر بأربعين مرة من قيمته لدى الألماس.[69]

الغرافين

يعدّ الغرافين من المتآصلات الجديدة نسبياً للكربون، وهو يحوي البنية البلّوريّة ذات النمط السداسي الموجودة في الغرافيت، حيث يشكّل شبكة ثنائيّة الأبعاد. وجد أنّ للغرافين صفات مميّزة من القوّة والصلابة.[66] ولا تزال الأبحاث العلميّة جارية من أجل تطوير تقنيّات تمكّن من التطبيق الصناعي لهذه المادّة على مستوى اقتصادي.[70]

الخواص الكيميائيّة [عدل]

إنّ الكربون ثابت كيميائيّاً ومقاوم للتفاعلات الكيميائيّة عند الشروط العاديّة من الضغط ودرجة الحرارة، فهو يقاوم تأثير الأحماض الممدّة مثل حمض الكبريتيك وحمض الهيدروكلوريك وتأثير المؤكسدات والقلويّات. ويتطلّب الأمر وجود درجة حرارة مرتفعة من أجل التفاعل مع الأكسجين، ولكي يتفاعل الكربون مع الكبريت لتشكيل ثنائي كبريتيد الكربون.

يتمتّع الكربون بصفات اختزاليّة جيّدة، حيث أنّه يمكن له أن يختزل أكاسيد الفلزّات عند درجات حرارة مرتفعة، كما هو الحال في اختزال أكاسيد الحديد إلى الحديد الفلزّي، ويستخدم هذا التفاعل الناشر للحرارة في إنتاج الفولاذ.

$$Fe_3O_4 + 4\,C \longrightarrow 3\,Fe + 4\,CO$$

كما يتفاعل الكربون مع البخار، حيث يحدث عملية اختزال للماء ويتشكّل الهيدروجين مع أحادي أكسيد الكربون.

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

يتفاعل الكربون مع بعض الفلزّات عند درجات حرارة مرتفعة حيث يشكل الكربيدات مثل السمنتيت، والذي هو كربيد للحديد في الفولاذ، وكربيد التنغستن، المستخدم كمادة ساحجة.

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

تعدّ مركّبات الكربون إحدى الدعامات الأساسيّة لوجود الحياة على سطح الأرض. يمكن للكربون في مركّباته الكيميائيّة أن يأخذ حالات الأكسدة التي تتدرج من -4 حتى +4، وذلك حسب الصفة الكهرسلبيّة للعنصر الآخر في الرابطة. مثلاً يوجد الكربون غالباً في حالة الأكسدة +4 وذلك في المركّبات اللاعضويّة مثل الكربونات المختلفة، في حين أنّ حالة الأكسدة +2 توجد في حالة أحادي أكسيد الكربون وفي العديد من معقّدات الكربونيل التناسقيّة للفلزّات الانتقاليّة، في حين أنّها -4 في الميثان على سبيل المثال.

المركّبات العضويّة

يتمتّع الكربون بخاصيّة تدعى الخاصيّة السلسليّة، والتي تمكّنه من تشكيل سلاسل طويلة من الروابط بين الكربونيّة والتي تتمتّع بالقوّة والثباتيّة، كما تسمح هذه الخاصيّة للكربون أن يشكّل عدداً كبيراً جدّاً من المركّبات. يعدّ الكربون ثاني أكثر العناصر وجوداً في المركّبات الكيميائيّة وذلك بعد الهيدروجين.

يوجد الكربون في جميع المواد العضويّة وهو يعدّ أساس الكيمياء العضويّة. عند ارتباط الكربون مع الهيدروجين تتشكّل أبسط أنواع المركبات العضويّة، وهي الهيدروكربونات، وهي عائلة ضخمة جداً من المركّبات العضويّة، تكون على شكل سلاسل متفاوتة الأطوال، ويمكن لها أن تكون متفرّعة، كما يمكن لها أن تحوي على مجموعات وظيفيّة لها تأثير كبير على خواص تلك المركّبات. تعدّ الهيدروكربونات الأساس الكيميائي في الوقود الأحفوري.

يدخل الكربون مع الأكسجين في تركيب العديد من المواد العضويّة الحيويّة مثل السكّريّات ومركّبات اللّيغنان والكيتين والكحولات والدهون والإسترات والكاروتينات والتربينات. أمّا مع النتروجين فيشكّل مركّبات أشباه القلويات، ومع وجود الكبريت يشكّل الأحماض الأمينيّة، ومع وجود الفوسفور يشكّل سلاسل DNA وRNA، بالإضافة إلى جزيء أدينوسين ثلاثي الفوسفات (ATP)، والذي يعدّ أهمّ حامل للطاقة في الكائنات الحيّة.

المركّبات اللاعضويّة

يمكن القول بشكل عام وليس بالإطلاق أنّ جميع المركّبات التي تكون حاوية على الكربون دون وجود الهيدروجين أو أحد الهالوجينات هي مركّبات لاعضويّة. أشهر مركبات الكربون اللاعضويّة هو ثنائي أكسيد الكربون CO_2، والذي كان في وقت من الأوقات مكوّناً أساسياً في الغلاف الجوّي القديم، وهو حالياً أحد المكوّنات الثانويّة لغلاف الأرض الجوي الحالي.[71] يمكن لثنائي أكسيد الكربون عند انحلاله في الماء أن يشكّل حمض الكربونيك H_2CO_3، وهو مركّب غير مستقر، كما هو الحال مع المركّبات التي تكون حاوية على ذرّة كربون مفردة مرتبطة بأكثر من ذرّة أكسجين على شكل رابطة أحاديّة.[72] لكنّه بالمقابل، يشكّل أيون الكربونات المستقرّ، والذي يوجد فيه الكربون مرتبطاً مع الفلزّات في العديد من المعادن مثل الكالسيت.

يتشكّل أحادي أكسيد الكربون CO عند الاحتراق غير التام للكربون، وهو غاز عديم اللون والرائحة، وهو شديد السمّيّة. تأتي سمّيّة هذا الغاز من نوعيّة الارتباط، حيث أنّ الكربون يرتبط برابطة ثلاثيّة تكون ذات قطبية كيميائيّة، ممّا يؤدّي إلى وجود قابليّة للارتباط بشكل دائم مع جزيئات الهيموغلوبين (خضاب الدم) بحيث يحلّ محلّ الأكسجين، الذي له إلفة ارتباط أقل من CO.[73][74]

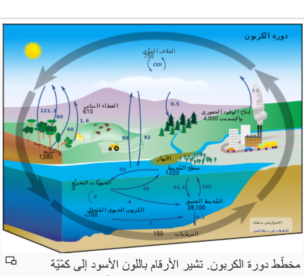
من الأكاسيد الأخرى غير الشائعة للكربون دون أكسيد الكربون C_3O_2،[75] والأكسيد غير المستقر أحادي أكسيد ثنائي الكربون C_2O،[76][77] وثلاثي أكسيد الكربون CO_3.[78][79]

يشكّل الكربون مع الكبريت مركب ثنائي كبريتيد الكربون CS_2، والذي يشبه ثنائي أكسيد الكربون CO_2 في شكل الرابطة الكيميائيّة. بالمقابل، فإنّ الكربون يشكّل مع النتروجين مركّبات السيانيدات $C{\equiv}N^-$، والتي تشبه أحادي أكسيد الكربون CO في شكل الرابطة الكيميائيّة. أمّا مع الفلزّات النشيطة، فإنّ الكربون يشكّل الكربيدات C^{-4} أو الأسيتيليدات C_2^{-2}.

المركّبات العضويّة الفلزّيّة

المركّبات العضويّة الفلزّيّة بالتعريف هي مركّبات تحوي على الأقل على رابطة واحدة من ذرّة كربون في مركّب عضوي مع فلزّ.[80][81] قد تكون هذه المركّبات بسيطة مثل رباعي إيثيل الرصاص أو على شكل معقّدات تناسقيّة مثل الميتالوسينات وكربونيلات الفلزّات.

دورة الكربون [عدل]

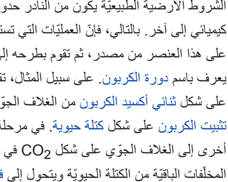


مخطّط دورة الكربون. تشير الأرقام باللون الأسود إلى كمّيّة الكربون المحتزنة في الخزانات المختلفة معبّراً عنها بوحدة غيغاطن (يرمز لها "GtC"، والتقديرات تعود إلى عام 2004 تقريباً). تشير الأرقام باللون القرمزي إلى كمّيّة الكربون المنتقلة بين الخزانات كلّ سنة.

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **دورة الكربون**.

إنّ كمّيّة الكربون الموجودة على سطح الأرض هي كمّيّة ثابتة، إذ أنّه في الشروط الأرضية الطبيعيّة يكون من النادر حدوث عمليّة تحوّل عنصر كيميائي إلى آخر. بالتالي، فإنّ العمليّات التي تستهلك الكربون تقوم بالحصول على هذا العنصر من مصدر، ثم تقوم بطرحه إلى مصدر آخر، وهذا ما يعرف باسم دورة الكربون. على سبيل المثال، تقوم النباتات بسحب الكربون على شكل ثنائي أكسيد الكربون من الغلاف الجوّي المحيط بها، وتقوم بعملية تثبيت الكربون على شكل كتلة حيوية. في مرحلة لاحقة تقوم الحيوانات بالتغذّي على تلك الكتلة الحيويّة، بحيث أنّ بعض الكربون يخرج مرة أخرى إلى الغلاف الجوّي على شكل CO_2 في هواء الزفير في دورة كربون قصيرة، في حين أنّ البعض الآخر يطرح من الجسم وقد يمتزج مع المخلّفات الباقيّة من الكتلة الحيويّة ويتحول إلى فحم أو نفط في دورة كربون طويلة.[82][83]

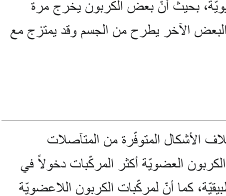
الاستخدامات [عدل]



تصنع المادة المستخدمة للكتابة في أقلام الرصاص الميكانيكية من الغرافيت، وذلك غالباً بمزجه مع الغضار أو مادة رابطة اصطناعية

إنّ استخدامات الكربون متنوّعة وذلك على اختلاف الأشكال المتوفّرة من المتآصلات كالغرافيت أو الألماس أو غيرها. تعدّ مركّبات الكربون العضويّة أكثر المركّبات دخولاً في أشكال الحياة اليوميّة من النواحي الحيويّة والتطبيقيّة، كما أنّ لمركّبات الكربون اللاعضويّة مثل الكربيدات تطبيقات صناعيّة مهمّة.

يستخدم الغرافيت مع الغضار في تركيب لبّ أقلام الرصاص المستخدمة في الكتابة والرسم،[84][85] كما يستخدم الغرافيت كمزلّق وكخضاب وفي صناعة الزجاج. من التطبيقات المهمّة أيضاً للغرافيت دخوله في تركيب الأقطاب الكهربائيّة المستخدمة في البطاريّات الجافة، كما أنه له العديد من التطبيقات الكهربائيّة في مجال الطلي الكهربائي وفي تركيب المحرّكات الكهربائيّة.[86] من التطبيقات الأخرى للغرافيت استخدامه كمهدّئ للنيوترونات في المفاعلات النوويّة.



قطعة قماش منسوجة من ألياف الكربون

يستخدم الفحم النباتي كمادّة للرسم في بعض الأعمال الفنيّة، بالإضافة إلى استخدامه من أجل تحضير المأكولات المشويّة. أمّا الألماس فيستخدم كمادّة للزينة كأحد المجوهرات، بالإضافة إلى استخدام الألماس الصناعي في تركيب مواد القطع في التجهيزات الهندسيّة.[87] تستخدم ألياف الكربون من أجل تدعيم اللدائن كما هو الحال في البوليمرات المدعّمة بألياف الكربون أو من أجل صناعة المواد المؤلّفة، والتي لها خواص نوعيّة بشكل أفضل من الفولاذ.[88]

يستخدم أسود الكربون كخضاب أسود في تركيب أحبار الطباعة والألوان الزيتيّة أو المائيّة، وفي تركيب ورق الكربون والحبر الهندي وكمادّة طباعة في خراطيش الطابعات الليزريّة، كما يستخدم أيضاً كمادة مالئة وملوّنة للمنتجات البلاستيكيّة وللمطّاط الصناعي المستخدم في صناعة الإطارات.[89] أمّا الفحم المنشّط فيستخدم كمادة امتزاز في تركيب المرشّحات المستخدمة في تطبيقات عدة مثل أقنعة الغاز وتنقية المياه. يستخدم الفحم المنشّط أيضاً في المجال الطبّي، وذلك من أجل امتصاص الذيفانات والسموم أو الغازات من جهاز الهضم.[90]

يستخدم الفحم كوقود وكمادّة مهمّة في الصناعات الكيميائيّة حيث يستعمل كمادة مختزلة في تعدين الفلزّات، فعلى سبيل المثال، يعدّ فحم الكوك أحد المكوّنات الأساسيّة في الفرن العالي من أجل تعدين الحديد وللحصول على الصلب الكربوني.

المخاطر [عدل]

ليس للكربون النقي أيّ تأثير سلبي على جسم الإنسان على الإطلاق، إذ أنّ له تأثير سمي منخفض جدّاً ويمكن اعتباره آمناً حيث يمكن على سبيل المثال تناول أقراص الفحم أو الغرافيت من أجل العلاج الطبّي في حالات سوء الهضم.

على الرغم من ذلك، فإنّ استنشاق أسود الكربون على شكل سناج بكمّيّات كبيرة يمكن أن يكون خطراً، بحيث يقوم بتهييج أنسجة الرئتين، ويسبب سحار عمال الفحم. وبشكل مشابه فإنّ غبار الألماس الناتج من العدد الصناعيّة يمكن أن يسبّب الأذى في حال الابتلاع أو الاستنشاق. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ الجسيمات المكرويّة من الكربون والناتجة عن عوادم السيارات والآليّات العاملة على الديزل، يمكن لها أن تتجمّع في الرئتين، وينتج عن ذلك أمراض رئويّة مختلفة.[91]

بالنسبة للكائنات الأخرى، فإنّ الكربون له المقدار نفسه من السمّيّة المنخفضة، ولكن بالنسبة لبعض الكائنات يمكن أن يكون ساماً. على سبيل المثال، وجد أن الجسيمات النانويّة من الكربون يمكن أن تكون مميتة لنوع من ذباب الفاكهة *Drosophila*.[92]

يمكن للكربون أن يشتعل ويتوهّج بوجود أكسجين الهواء عند درجات حرارة مرتفعة. إنّ التجمّعات الكبيرة من الفحم، والتي بقيت خاملة لسنوات طويلة بسبب عدم وجود الأكسجين، يمكن أن يحصل لها احتراق ذاتي عند التعرّض للهواء فجأة، كما يحدث في أكوام نفايات مناجم الفحم.

اقرأ أيضاً [عدل]

- كربون-12
- كربون-14
- كربنة (كيمياء)
- كربنة (هندسة تطبيقية)
- مياه مكربنة

المراجع [عدل]

1. ^ Lide, D. R., ed. (2005), CRC Handbook of Chemistry and Physics (86th ed.), Boca Raton (FL): CRC Press, ISBN 0-8493-0486-5
2. ^ Haaland, D (1976). "Graphite-liquid-vapor triple point pressure and the density of liquid carbon". *Carbon*. **14**: 357. doi:10.1016/0008-6223(76)90010-5.
3. ^ Savvatimskiy, A (2005). "Measurements of the melting point of graphite and the properties of liquid carbon (a review for 1963–2003)". *Carbon*. **43**: 1115.

"Materials: Ultrahard polycrystalline diamond from graphite". *Nature*. **421** (6923): 599–600. Bibcode:2003Natur.421..599I. doi:10.1038/421599b. PMID 12571587.
54. ^ Dienwiebel, Martin; Verhoeven, Gertjan; Pradeep, Namboodiri; Frenken, Joost; Heimberg, Jennifer; Zandbergen, Henny (2004). "Superlubricity of Graphite" (PDF). *Physical Review Letters*. **92** (12). Bibcode:2004PhRvL..92l6101D. doi:10.1103/PhysRevLett.92.126101. مؤرشف

وصلات خارجية [عدل]

في كومنز صور وملفات عن: كربون

- مقالة عن الكربون في الموسوعة العربية
- معمل لوس ألاموس القومي - كربون
- مقالة عن الطبيعة مقالة عن الطبيعة
- العناصر على شبكة المعلومات- كربون
- إنه أساسي:الكربون
- – الكربون والفوليرين وصور اخرى متآصلة - فينسيتن هير
- صفحة ممتدة للكربون في موقع asu.edu
- كيف يستعمل كربون 14

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت الجزيئات المكتشفة في الفضاء الخارجي

ضبط استنادي	BNE: XX526055 · BNF: cb11976417k (data) · GND: 4164538-8 · LCCN: sh85020090 · NARA: 10638575 · NARA: 10638575 · NDL: 00572686
معرفات كيميائية	*ZVG number*: 8040 · *IUPAC GoldBook ID*: C00821 · *PubChem CID*: 5462310 · *KEGG ID*: C06265 · *ECHA*: 100.028.321 · *ChEBI ID*: 33415 · *CosIng number*: 95647 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID9027651 · *ChemSpider ID*: 4575370 · *EC no.*: 231-153-3 · *Gmelin number*: 8868 · *CAS Number*: 7440-44-0

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية بوابة أعلام

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 31 مايو 2015 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: كربون | أشكال الكربون | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | مختزلات | معادن الكربونات

نيتروجين

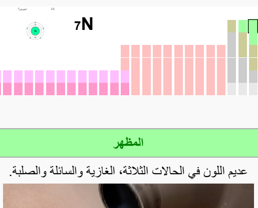
من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

النيتروجين (أو **الآزوت**) هو عنصر كيميائي رمزه **N** وعدده الذري 7، ويقع ضمن عناصر الدورة الثانية وعلى رأس المجموعة الخامسة عشر (المجموعة الخامسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري وذلك كعنصر مجموعة رئيسي، حيث أن مجموعته تسمّى باسمه مجموعة النتروجين. يصنف النتروجين ضمن اللافلزات، ويكون في الشروط العادية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل N_2 وهو غاز ثنائي الذرة، وعديم اللون والطعم والرائحة.

النتروجين عنصر شائع في الكون، حيث يدخل في تركيب درب التبانة والمجموعة الشمسية، وعلى كوكب الأرض يشكّل غاز النتروجين 78% من الغلاف الجوي للأرض، وبالتالي هو أكثر العناصر الكيميائية النقية من حيث الوفرة؛ أما في القشرة الأرضية، فمن النادر أن يوجد عنصر النتروجين على شكل أملاح لا عضوية. بالمقابل، يدخل عنصر النتروجين في الطبيعة -بشكل عضوي- في تركيب جميع الأنسجة الحيّة، وذلك بشكل أساسي في الأحماض الأمينية (وبالتالي في البروتينات)، وكذلك في الأحماض النووية حمض نووي ريبوزي منقوص الأكسجين وحمض نووي ريبوزي؛ وفي الصناعة يشكّل النتروجين العديد من المركّبات المهمة كالأمونيا وحمض النتريك والسيانيد، ويدخل أيضاً كعنصر مهم في صناعة الأسمدة.

أكسجين ← **نيتروجين** ← كربون	

المظهر	
عديم اللون في الحالات الثلاثة، الغازية والسائلة والصلبة.	



الخطوط الطيفية للنيتروجين

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيتروجين، 7، N
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 2، p
الكتلة الذرية	14.0067 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 5 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 1.251 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	0.808 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	63.153 ك، -210.00 °س
نقطة الغليان	77.36 ك، -195.79 °س
نقطة ثلاثية	63.1526 كلفن (-210°س)، 12.53 كيلوباسكال
النقطة الحرجة	126.19 ك، 3.3978 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(N_2) 0.72 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(N_2) 5.56 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(N_2) 29.124 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	37	41	46	53	62	77

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	5، 4، **3**، 2، 1، -1، -2، -3 (أكاسيده حمضية)
الكهرسلبية	3.04 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1402.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2856 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 4578.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	71±1 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	155 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
الناقلية الحرارية	25.83 × 10^{-3} واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 27 °س) 353 متر/ثانية
رقم CAS	7727-37-9
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر النيتروجين	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{13}N	مصطنع	9.965 min	ε	2.220	^{13}C
^{14}N	99.634%	^{14}N هو نظير مستقر وله 7 نيوترون			
^{15}N	0.366%	^{15}N هو نظير مستقر وله 8 نيوترون			

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

دانيال رذرفورد، ينسب إليه اكتشاف عنصر النتروجين

عرفت مركبات النتروجين منذ العصور الوسطى، فقد عرف جابر بن حيان حمض النتريك باسم ماء النار (*aqua fortis*)، كما عرف الماء الملكي (*aqua regia*)، وهو مزيج من حمض النتريك مع حمض الهيدروكلوريك، وسمي بالملكي لقدرته على إذابة الذهب. استعملت مركبات النتروجين لاحقاً في تحضير البارود ثم في صناعة الأسمدة.

اكتشف غاز النتروجين من قبل العالم دانيال رذرفورد سنة 1772، والذي أسماه حينها *الهواء المضر أو المؤذي* *noxious air*،[1][2] وذلك على الرغم من أنه لم يكن يعتبره كعنصر كيميائي مستقل، لكنه ميّزه عن *الهواء المُثبَّت*، والذي كان يقصد به غاز ثنائي أكسيد الكربون في تلك الأحيان، حيث أن حقيقة أن هناك مكوّن للهواء لا يساعد على الاحتراق كانت معروفة بالنسبة لرذرفورد.[3] في الوقت نفسه تقريباً، دُرس النتروجين من قبل العلماء كارل فلهلم شيله وهنري كافنديش وجوزيف بريستلي، والذين أقروا أن النتروجين جزء من الهواء، وأشاروا إليه باسم *الهواء المحروق* أو *هواء الفلوجستون*. بالمقابل، قام أنطوان لافوازييه بتسمية ذلك الغاز الخامل الذي يطفئ اللهب ويميت الحيوانات باسم *آزوت* *azote*، وذلك من الكلمة الإغريقية ἄζωτος *آزوتوس* بمعنى *لا حياة*.[4] ولا يزال يشار إلى عنصر النتروجين باسم الآزوت في بعض اللغات مثل الفرنسية والإيطالية والروسية والتركية. بالمقابل يشار إلى هذا العنصر في اللغة الألمانية باسم *Stickstoff*، بمعنى المادة المطفئة للهب.

جان أنطوان شابتال، مبتدع لفظ نتروجين

أما كلمة نتروجين فقد ابتدعت من الكيميائي جان أنطوان شابتال وذلك من الإغريقية νίτρον *نطرون* (والتي كانت تشير إلى مصطلح يشمل ملح النتر، وفي الوقت نفسه إلى كربونات الصوديوم، إذ لم يكن يميز بينهما)، ومن -γενής *جين* بمعنى مولِّد؛ أي أن الكلمة تحمل معنى *مولّد النتر*. كان شابتال يريد بذلك الإشارة إلى النتر، وهي المادة الكيميائية (نترات البوتاسيوم) التي كانت لازمة من أجل إنتاج حمض النتريك، والذي كان قد اكتشف أنه يحوي على غاز النتروجين.[5]

مع تطور البحث العلمي، دخل النتروجين في العديد من التجارب الفيزيائية والكيميائية. ففي سنة 1910 قام جون ويليام سترت، المعروف باسم لورد رايلي، بالقيام بتجربة اكتشف فيها *النتروجين الفعّال*، وهو تعبير استخدمه للإشارة إلى النتروجين الذرّي، والذي هو عبارة عن متآصل أحادي الذرة للنتروجين تحصّل عليه في جهاز أنبوب التفريغ على شكل *غمامة ذات لون أصفر ساطع*. لم يدم التشكل طويلاً، إذ سرعان ما تفاعل بدوره بشكل انفجاري مع الزئبق، حيث تشكّل *نتريد الزئبق*.[6]

أدى تطوّر التقنيات الصناعية إلى ظهور تقنيات سهّلت من عملية تثبيت النتروجين مثل عملية فرانك-كارو (1895–1899) وعملية أوستفالد (1902) وعملية هابر-بوش (1908–1913)، مما سهّل من إمكانية استحصال مركبات النتروجين المختلفة.[7]

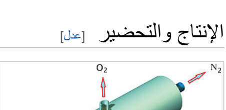
الوفرة الطبيعية [عدل]

يشكّل غاز النتروجين (N_2) أكبر نسبة في الغازات المكوّنة للغلاف الجوّي للأرض، حيث أنّ نسبته تبلغ 78.08% حجماً في الهواء الجاف، و75.53% وزناً في الهواء الجاف.[8] أمّا في القشرة الأرضية فإن النتروجين قليل الوفرة الطبيعية نسبياً، إذ أن المعادن الحاوية على النتروجين غالباً ما تكون على شكل أملاح مثل نترات البوتاسيوم (ملح بيتر) أو نترات الصوديوم (ملح تشيلي) أو كلوريد الأمونيوم (ملح النشادر)، وجميع هذه الأملاح منحلّة، لذلك يندر وجود ترسبات معدنية منها.

إن النتروجين هو عنصر شائع الانتشار في الكون، إذ يقدّر أن ترتيبه السابع من حيث وفرة العناصر الكيميائية بالنسبة لكتلتها في درب التبانة.[9] ينشأ عنصر النتروجين في الكون نتيجة تفاعلات الانصهار النجمي وذلك من عنصري الهيدروجين والكربون في المستعرّات الأعظمية،[9] وفي النجوم عن طريق دورة CNO.[10] اكتشفت آثار من النتروجين الجزيئي ومركّبات النتروجين في الوسط بين النجمي وذلك باستخدام المقراب الفضائي (*FUSE*).[11] كما يدخل النتروجين الجزيئي في تركيب الغلاف الجوي لقمر تيتان الذي يدور في فلك كوكب زحل.[12]

يدخل النتروجين في تركيب كافة المتعضيات الحية، فهو مكوّن أساسي للبروتينات والأحماض النووية، وجزيئات حيوية أخرى مثل الإنزيمات. يشكّل النتروجين عادةً ما بين 2 - 6% من الوزن الجاف للمادة النباتية، ووسطياً حوالي 1.5%.[13] يوجد النتروجين بكميّات وفيرة في فضلات الحيوانات وذرق الطيور، وذلك على شكل يوريا وحمض اليوريك وعلى شكل أملاح الأمونيوم.

الإنتاج والتحضير [عدل]



مخطط يظهر طريقة الحصول على النتروجين بطريقة الغشاء التناضحي العكسي.

يصنّف غاز النتروجين من ضمن الغازات الصناعية، التي لها تطبيقات مهمة، وينتج عن طريق إسالة الهواء بالضغط والتبريد ثم التقطير التجزيئي للهواء السائل لفصل غازي الأكسجين والنتروجين وذلك حسب عملية ليندة. أو عن طريق استخدام وسائل ميكانيكية باستخدام الهواء الغازي، أي باستخدام امتزاز تأرجح الضغط أو غشاء تناضحي عكسي. تتم الطريقة الأخيرة عن طريق تمرير الهواء بضغط مرتفع يتراوح بين 5 إلى 12 بار عبر غشاء اصطناعي، وبما أن سرعة الانتشار لغازات النتروجين والآرغون عبر تلك الأغشية هي أبطأ من التي لغازات الأكسجين وبخار الماء وثنائي أكسيد الكربون، فإن غاز النتروجين بالتالي يزداد تركيزه في الطرف الداخلي للغشاء، وبإجراء ضبط لسرعة التدفق، يمكن الحصول على غاز النتروجين بنقاوة تصل إلى 99%.

تعد وسيلة تقطير الهواء الأسلوب التجاري للحصول على النتروجين، والذي يحصل عليه غالباً كناتج ثانوي من عملية إنتاج غاز الأكسجين، وذلك من أجل الصناعات المختلفة. يزوّد النتروجين عادةً في أسطوانات غاز مضغوط، ويرمز لها عندما تكون نقية وخالية من الأكسجين برمز OFN وذلك من *oxygen-free nitrogen*،[14] والتي يمكن أن تصل درجة نقاوتها إلى 99.99999%. يحصل على النتروجين عالي النقاوة، والذي تكون فيه نسبة الشوائب من الغازات أقل من 1 جزء في البليون (ppb)، عن طريق تكرار عملية الامتزاز/الانتزاز على الزيوليت.

يحضّر غاز النتروجين مخبرياً من المعالجة الحرارية لمحلول مائي من نتريت الأمونيوم أو محلول مائي لمزيج من كلوريد الأمونيوم مع نتريت الصوديوم:[15]

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NaCl + 2\,H_2O + N_2\uparrow$$

تعطي طريقة التحضير هذه شوائب بكميات قليلة من غاز أحادي أكسيد النتروجين NO وحمض النتريك HNO_3، والتي يمكن إزالتها بتمرير الغاز في محلول من ثنائي كرومات البوتاسيوم في حمض الكبريتيك.[15]

يمكن الحصول على غاز النتروجين بشكل نقي جداً في المختبر من إجراء عملية تفكك حراري لمركب أزيد الباريوم أو أزيد الصوديوم:[16][17]

$$2\,NaN_3 \xrightarrow{\Delta T} 2\,Na + 3\,N_2$$

النظائر [عدل]

هناك نظيرين مستقرين للنتروجين وهما نتروجين-14 ^{14}N و نتروجين-15 ^{15}N، لكن الوفرة الطبيعية الأكبر هي للنظير ^{14}N، والتي تبلغ 99.634%. إن التفاعلات الحيوية مثل التمثّل والنترجة ونزع النتروجين تتحكم بنسب نظائر النتروجين الطبيعية في التربة، حيث تعمد تلك التفاعلات على تخصيب ^{15}N في الركيزة وتقلله في الناتج.[18] أما في الغلاف الجوي، فإن هناك نسبة بسيطة من النتروجين الجزيئي يكون فيه كل من النظيرين الطبيعيين $^{14}N^{15}N$ موجودين (0.73%)، أما الباقي فهو تقريباً بالكامل من $^{14}N_2$.[19]

توجد أيضاً نظائر مصطنعة للنتروجين، يتراوح عدد الكتلة فيها بين 12 - 19، ومن بينها النظير نتروجين-13 ^{13}N، الذي يبلغ عمر النصف له عشر دقائق، أما باقي النظائر المصطنعة فلها عمر نصف من مرتبة عدة ثوان أو أقل.[20] يحضّر ^{16}N من النظير أكسجين-16 ^{16}O في الماء، وله نصف عمر حوالي 7.1 ثانية،[20] ويصدر عند اضمحلاله أشعة غاما ذات طاقة مرتفعة تتراوح بين 5-7 ميغاإلكترون فولت.[20][21] يستخدم ^{16}N كمبرّد في مفاعل الماء المضغوط ومفاعل الماء المغلي.[21]

الخواص الفيزيائية [عدل]

توهج غاز النتروجين داخل أنبوب تفريغ

في الشروط العادية من الضغط ودرجة الحرارة، فإن النتروجين الجزيئي هو عبارة عن غاز عديم اللون والرائحة والمذاق، وغير قابل للاشتعال. يتكثف النتروجين ويتسيّل عند -196 °س (77 كلفن) ليصبح سائلاً عديم اللون (النتروجين السائل)، وهو سائل أقل كثافة من الماء (0.808 غ/مل)، ويستخدم في التبريد العميق.[22] يتجمّد النتروجين السائل عند −210 °س (63 كلفن)،[23] وذلك إلى شكل متآصل بلوري متراص، والذي يأخذ يتحول إلى الشكل المتآصل البلوري المكعب عند −237.6 °س (35.4 كلفن)، والذي يعرف باسم الطور ألفا.[24] إن النقطة الحرجة للنتروجين هي عند درجة حرارة مقدارها −146.95 °س وضغط 33.9 بار، وتكون الكثافة الحرجة 0.314 غ/سم^3. إن انحلالية غاز النتروجين في الماء ضعيفة، وهي تبلغ 23.2 مغ/ل عند الدرجة 0 °س.

حضّرت متآصلات غير مستقرة للنتروجين مخبرياً، وكانت تتألف من جزيئات ذات أكثر من ذرتي نتروجين مثل N_3 (ثلاثي النتروجين) و N_4 (رباعي النتروجين).[25] عند ضغوط مرتفعة جداً (حوالي 1.1 مليون وحدة ضغط جوي) ودرجات حرارة مرتفعة (2000 كلفن) فإنه يمكن الحصول على صيغ بلورية بوليمرية من النتروجين، والتي لها بنية بلورية شبيهة بالألماس مثل N_4 (رباعي النتروجين)، والذي يعرف باسم *الألماس النتروجيني*.[26][27] من المتآصلات النظرية للنتروجين كل من N_6، الذي يعرف باسم *هكسازين*، وهو متآصل افتراضي للنتروجين ترتبط فيه الذرات بشكل مشابه لارتباط ذرات الكربون في البنزين،[28] بالإضافة إلى N_8، الذي يعرف باسم *أوكتاآزاكوبان* (ثماني آزا الكوبان)، وهو متآصل افتراضي للنتروجين ترتبط فيه ذرات النتروجين على شكل فراغي يشبه المكعب، وذلك بشكل مشابه لارتباط ذرات الكربون في الكوبان.[29] تشير الحسابات النظرية أن N_6 غير مستقر بشكل كبير، في حين أنه يتوقع أن يكون N_8 مستقر حركياً، وذلك بسبب تناظر المدارات الجزيئية.[30]

في أنبوب تفريغ يمكن لغاز النتروجين أن يتوهج وذلك تحت الشروط التالية: أن تكون تخلية الأنبوب بضغط يتراوح بين 5-10 ميلي بار، وجهد عالي حوالي 1.8 كيلوفولت، وشدة تيار تصل إلى 18 ميلي أمبير، وتردد يبلغ 35 كيلوهرتز. عند تلك الشروط تحدث عودة ارتباط لجزيئات الغاز المؤينة، ويصدر طيف لوني مميز للنتروجين.[31] إن النتروجين الجزيئي $^{14}N_2$ ذو شفافية بالنسبة للأشعة المرئية وتحت الحمراء، لأنه جزيء متجانس مكوّن من نفس الذرة، وبالتالي لا يوجد عزم ثنائي قطب قادر على التأثر مع الإشعاع الكهرومغناطيسي عند أطوال الموجة تلك. بالمقابل، يحدث هناك امتصاص في مجال الأشعة فوق البنفسجية،[32] وذلك عند أطوال موجة حوالي 100 نانومتر. يترافق ذلك مع حدوث انتقالات إلكترونية في الجزيء إلى حالات تكون فيها الغمامة الإلكترونية غير متساوية التوزيع بين ذرتي النتروجين، مما يؤدي إلى الاستقطاب. يحدث هذا الامتصاص للأشعة فوق البنفسجية من جزيئات النتروجين في طبقات الجو العليا في الأرض وغيرها من الكواكب. يؤدي امتصاص الأشعة فوق البنفسجية والأشعة الكونية من جزيئات غاز النتروجين في طبقات الجو العليا إلى حدوث وهج جوي مرئي، وهو ناتج عن انفصام الرابطة الجزيئية وتشكل النتروجين الذري، والذي يرتبط بدوره مع الأكسجين ليشكل جزيئات أحادي أكسيد النتروجين NO.

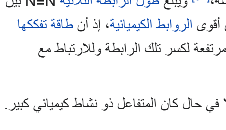
الخواص الكيميائية [عدل]

طول الرابطة في النتروجين الجزيئي N_2

يصنّف عنصر النتروجين ضمن اللافلزات، وله كهرسلبية مقدارها 3.04.[33] هناك خمس إلكترونات موجودة في غلاف التكافؤ الخارجي للذرّة، وذلك حسب التوزيع الإلكتروني $2s^2p^3$، بالتالي حسب قاعدة الثمانيات، فإن النتروجين هو ثلاثي التكافؤ في أغلب مركباته، والتي تكون جلّها ذات صفة تساهمية. إن النتروجين هو العنصر الوحيد في مجموعته، مجموعة النتروجين، القادر على الارتباط بنفسه،[34] ويبلغ طول الرابطة الثلاثية N≡N بين الذرتين في النتروجين الجزيئي 109.76 بيكومتر، وهي واحدة من أقوى الروابط الكيميائية، إذ أن طاقة تفككها تصل إلى 942 كيلوجول/مول،[35] مما يعني أنه تلزم طاقة تنشيط مرتفعة لكسر تلك الرابطة وللارتباط مع عناصر أخرى.

إن النتروجين على العموم غير نشيط كيميائياً عند الدرجات العادية من الضغط ودرجة الحرارة، إلا في حال كان المتفاعل ذو نشاط كيميائي كبير. على سبيل المثال، يتفاعل النتروجين مع فلز الليثيوم ليعطي مركب نتريد الليثيوم:[36][37]

$$6\,Li + N_2 \xrightarrow{100^\circ C} 2\,Li_3N$$



بنية $[Ru(NH_3)_5(N_2)]^{+2}$

يقوم النتروجين بالدخول على شكل ناتج إضافة مع العديد من الفلزات الانتقالية، ويسمى الناتج حينها باسم معقد تناسقي ثنائي النتروجين، وكمثال على ذلك المعقد التالي مع الروثينيوم $[Ru(NH_3)_5(N_2)]^{+2}$، كما تبدو بنيته في الشكل المرفق. تجدر الإشارة إلى أن ربيطة N_2 لا يتم الحصول عليها من الارتباط المباشر مع النتروجين الجزيئي، إنما من تفكك الهيدرازين. هناك معقدات أخرى على ذات النسق مثل $IrCl(N_2)(PPh_3)_2$ و $W(N_2)_2(Ph_2PCH_2CH_2PPh_2)_2$. توضح هذه المعقدات أن النتروجين الجزيئي N_2 يمكن أن يرتبط مع الفلزات في إنزيم نتروجيناز ومع الحفاز في عملية هابر-بوش.[38]

كانت عملية هابر-بوش لاصطناع الأمونياك من النتروجين والهيدروجين البوابة التي مكّنت من تثبيت النتروجين صناعياً في المركبات الكيميائية. تتم العملية عادة باستخدام حفاز من أكسيد الحديد الثنائي والثلاثي Fe_3O_4 عند درجات حرارة حوالي 500 °س وضغط مقداره 200 وحدة ضغط جوي. هناك طرق أخرى لاختزال النتروجين إلى الأمونياك، مثل استخدام حفاز من معقد للموليبدنوم بوجود وسط مانح للبروتونات.[37]

المركبات الكيميائية [عدل]

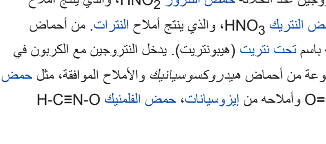
يعد الأمونياك NH_3 من أكثر مركبات النتروجين أهمية، وهو ينتج من عملية تثبيت النتروجين الصناعية من خلال عملية هابر-بوش، وهو يصنف كيميائياً على أنه هيدريد للنتروجين. من الهيدريدات الأخرى للنتروجين مركب الهيدرازين N_2H_4. للأمونياك خواص قاعدية، وهو ينحل في الماء مشكلاً أيونات الأمونيوم NH_4^+، كما يشكل أيونات الأميد NH_2^-، والنتريد N_3^-، ولها أملاح معروفة. من الأنيونات الأخرى مركبات الأزيد N_3^-، والتي لها بنية جزيئية خطية ومتساوية إلكترونياً مع ثنائي أكسيد الكربون، وهي من المركبات السامة مثل مركبات السيانيد. يرتبط النتروجين مع الهالوجينات ليشكل مركبات ثلاثي هاليد النتروجين والتي تشمل ثلاثي فلوريد النتروجين NF_3 وثلاثي كلوريد النتروجين NCl_3 وثلاثي بروميد النتروجين NBr_3 وثلاثي يوديد النتروجين NI_3.

هناك عدة أكاسيد للنتروجين، والتي يشار إليها اختصاراً بالرمز **NOx**. من هذه الأكاسيد أكسيد النتروز (أحادي أكسيد ثنائي النتروجين N_2O)، والذي يسمى غاز الضحك، وله تأثير تخديري. هناك أيضاً أكسيد النتريك (أحادي أكسيد النيتروجين (NO))، وهو جذر كيميائي حر يستخدم في توصيل الإشارة عند النباتات والحيوانات. يكون ثنائي أكسيد النتروجين على شكل غاز أحمر اللون، وهو سام ويدخل في تركيب الضبخان. إن الأكاسيد المذكورة (الدنيا) للنتروجين هي أكاسيد مستقرة، في حين أن الأكاسيد العليا مثل ثلاثي أكسيد ثنائي النتروجين N_2O_3 ورباعي أكسيد ثنائي النتروجين N_2O_4 وخماسي أكسيد ثنائي النتروجين N_2O_5 هي غير مستقرة وتتفكك لتطلق غاز النتروجين N_2.

تميل أكاسيد النتروجين إلى الانحلال في الماء، حيث يعطي أحادي أكسيد النتروجين عند انحلاله حمض النتروز HNO_2، والذي ينتج أملاح النتريت، بالمقابل، فإن ثنائي أكسيد النتروجين يعطي عند انحلاله في الماء حمض النتريك HNO_3، والذي ينتج أملاح النترات. من أحماض النتروجين أيضاً هناك حمض تحت النتروز $H_2N_2O_2$، والذي تدعى أملاحه باسم تحت نتريت (هيبونتريت). يدخل النتروجين مع الكربون في تركيب حمض هيدروسيانيك، وعندما يضاف إليه الأكسجين نحصل على مجموعة من أحماض *هيدروكسوسيانيك* والأملاح الموافقة، مثل حمض السيانيك H-O-C≡N وأملاحه من السيانات، وحمض إيزوسيانيك O=C=N-H وأملاحه من إيزوسيانات، حمض الفلمنيك H-C≡N-O وأملاحه من الفلمينات.

يدخل النتروجين في تركيب العديد من المركبات العضوية مثل الأمينات والأحماض الأمينية والبروتينات والببتيدات والأميدات ومركبات النترو ومركبات الآزو والنتريلات والإيمينات والإينامينات، بالإضافة إلى المركبات الحلقية غير المتجانسة النتروجينية.

الدور الحيوي [عدل]



مخطط توضيحي لدورة النيتروجين تم إهمال تثبيت النيتروجين للأحيائي.

إن النتروجين هو من العناصر المهمة لوجود الحياة على سطح الأرض، إذ أنه يدخل في تركيب الأحماض الأمينية والنووية.[8] لا يمكن للنباتات أو الحيوانات أن تحصل على عنصر النتروجين من الغلاف الجوي مباشرة، حيث ينبغي الحصول عليه على شكل مركبات، بعملية تدعى تثبيت النتروجين. تعد الهطولات على اختلافها أحد المصادر الطبيعية التي تجلب كميات من الأمونيوم والنترات إلى سطح الأرض، وذلك أثناء تشكلها في طبقات الجو عند حدوث البرق.[39] إن أغلب النتروجين المثبّت الموجود في التربة والذي يصل إلى جذور النباتات يكون على شكل نترات، في حين أن الأمونيوم يستهلك من نباتات الظلة.[40]

هناك أنواع خاصة من البكتريا (مثل ريزوبيا *Rhizobium trifolium*) لها القدرة على تثبيت النتروجين، وذلك بسبب وجود إنزيم نتروجيناز، والذي يستطيع تحويل غاز النتروجين إلى شكل الأمونيوم الكثر فائدة بالنسبة للمتعضيات العليا. يمكن لهذه البكتريا أن تعيش بشكل منفرد وحر في التربة مثل الآزوتية، ولكنها عادة ما تدخل في علاقة تعايش في العقد الجذرية في النباتات البقلية (مثل الفول والنفل وغيرها)، في بعض النباتات من الفصائل الأخرى مثل النغت وكازارينا والنباتات الكبدية.[41] يقوم مبدأ التعايش هنا على تقديم البكتريا للنتروجين على شكل مثبت، والذي يكون غالباً على شكل أمونيوم، والذي يحول في النبات إلى أحماض أمينية لتشكيل البروتينات وجزيئات حيوية أخرى. بالمقابل، فإن النبات يفرز السكر إلى البكتريا كي تؤمن غذائها.[41]

تستطيع النباتات أن تستفيد من النتروجين على شكل نترات بشكل مباشر، والذي يمكن أن يكون موجوداً في التربة من الترسبات الطبيعية للمعادن، أو من الأسمدة التركيبية، أو من فضلات الحيوانات، أو من التحلل العضوي. تتحوّل كمية النترات الممتصة على هذه الشاكلة إلى نتريت عن طريق إنزيم نترات ريدوكتاز (مختزل النترات)، ومن ثم يتحول إلى الأمونياك عن طريق إنزيم آخر وهو نتريت ريدوكتاز (مختزل النتريت).[41]

إن مركبات النتروجين مهمة جداً وأساسية في التركيب الحيوي للنباتات والحيوانات. تستخدم الحيوانات الأحماض الأمينية الحاوية على النتروجين من مصادر نباتية كأساس لكافة التفاعلات الكيميائية الحيوية المعتمدة على النتروجين، مثل اصطناع البروتينات والأحماض النووية. تكون الحشرات التي تتغذى على النباتات معتمدة على كمية النتروجين في نظامها الغذائي، بحيث أنه في حال تغيير كمية السماد الآزوتي المقدم إلى النبات فإن ذلك يؤثر على معدل التناسل لتلك الحشرات المتغذية على ذلك النبات.[42] للجذر الكيميائي الحر أكسيد النتريك NO دوراً مهماً في فيزيولوجيا الحيوانات.[43]

يؤدي استقلاب البروتينات الحاوية على النتروجين عند الحيوانات إلى إخراج (الإفراغ) على شكل يوريا، أما استقلاب الأحماض النووية فيعطي بالإضافة إلى اليوريا مركب حمض اليوريك. إن الرائحة المميزة لتحلل اللحم الحيواني يعود إلى تشكل مركبات أمينية طويلة السلسلة مثل بوتريسكين وكادافيرين، والتي هي بدورها نواتج تكسير الأحماض الأمينية أورنيثين ولايسين، على الترتيب، وذلك من البروتينات المتحللة.[44]

يعطي التحلل الحيوي في النهاية النتروجين على شكل غاز N_2 والذي يعود إلى الغلاف الجوي ليغلق ما يسمى دورة النتروجين.[41]

الاستخدامات [عدل]

للنتروجين العديد من التطبيقات المهمة، سواءً إن كان بالحالة الغازية أو بالحالة السائلة.

غاز النتروجين [عدل]

يستخدم غاز النتروجين كغاز خامل، وذلك عند الحاجة إلى وسط بديل عن الهواء عندما تكون تفاعلات أكسدة-اختزال غير مرغوبة.[8] من الأمثلة على ذلك في المجال الصناعي استخدام غاز النتروجين في مزيج مع غاز ثنائي أكسيد الكربون كمادة حافظة للأغذية. يعد النتروجين النقي أحد الإضافات الغذائية ويحمل رقم إي E941.[45][46] من الأمثلة الأخرى لاستخدام النتروجين كغاز خامل دخوله في ملء المصابيح المتوهجة كبديل رخيص الثمن عن الآرغون.[47]

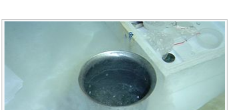
يستخدم النتروجين في صناعة الفولاذ،[48] ويستخدم في بعض أنظمة وقود الطائرات من أجل تخفيف خطر اشتعال الوقود، فيما يدعى باسم *أنظمة التخميل*،[49] كما يستخدم في ملء إطارات عجلات الطائرات وسيارات السباق.[50] يعود السبب في ذلك إلى النتروجين النقي يقي بخموله الكيميائي من أخطار حدوث انفجارات أثناء الإقلاع والهبوط أو أثناء ارتفاع درجات الحرارة نتيجة الاحتكاك.

في العمل المخبري الكيميائي يستخدم النتروجين في مجال تحضير العينات، حيث يستخدم للتجفيف من أجل تركيز العينات عن طريق إنقاص الحجم بتمرير تيار من النتروجين المضغوط على سطح العينة السائلة.[51]

يدخل النتروجين في تفاعل تحضير سياناميد الكالسيوم وذلك حسب المعادلة:

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow Ca(CN)_2 \longrightarrow Ca^{2+}\ {}^{-}N = C = N^{-} + C$$

النتروجين السائل [عدل]



نتروجين سائل ضمن إناء معدني.

يعد النتروجين السائل أحد أشهر وسائل المبردات في التبريد العميق. وغالباً ما يستخدم في المختبرات الكيميائية وينقل في إناء ديوار، وذلك من دون حدوث تبخر كبير.[52] مثل الثلج الجاف، يستخدم النتروجين السائل في مجال التثليج، فعلى سبيل المثال يستخدم من أجل الحفظ بالتجميد للعينات الحيوية مثل الدم والنطاف والبويضات، ومن أجل العلاج بالتبريد لبعض الحالات الجلدية مثل الثآليل.[53] يستخدم النتروجين السائل أيضاً في تجهيز المصيدة الباردة في بعض المختبرات، وفي تبريد وحدة المكشاف في أجهزة الفحص المخبرية مثل أجهزة الأشعة تحت الحمراء والأشعة السينية. من التطبيقات الأخرى للنتروجين السائل استخدامه من أجل تبريد وحدة المعالجة المركزية للحواسيب الفائقة الضخمة.[54]

مركبات النتروجين [عدل]

إن القدرة على الحصول على مركبات من النتروجين هي واحدة من العمليات المهمة، إذ أنه حتى بداية القرن العشرين، كانت الإمكانية الوحيدة لحدوث ذلك هي عن طريق طبيعي فقط، وذلك عن طريق المتعضيات والبكتريا. وكان الأسلوب الوحيد للحصول تلك المركبات من معالجة الترسبات الطبيعية مثل ملح النتر. تغيرت الأمور مع تطور العمليات الصناعية الكيميائية مثل عملية فرانك-كارو لإنتاج السياناميد، وعملية أوستفالد من إجل إنتاج حمض النتريك وأملاح النترات من الأمونياك،[8] ومن ثم عملية هابر-بوش لإنتاج الأمونياك.[23]

كانت الأملاح العضوية واللاعضوية لحمض النتريك تاريخياً أحد المصادر المهمة في الصناعات المختلفة. على سبيل المثال، كان مركب نترات البوتاسيوم مستخدماً بكثرة في صناعة البارود،[8] أما نترات الأمونيوم فكان يستخدم في صناعة الأسمدة والمتفجرات.[8] هناك العديد من المركبات العضوية المنترجة والتي كانت تستخدم في صناعة المتفجرات، مثل نتروغليسرين وثلاثي نترو التولوين (TNT)،[8] بالإضافة إلى نتروسيليلوز.[55] يستخدم حمض النتريك كمؤكسد في الصواريخ العاملة على الوقود السائل، أما الهيدرازين ومشتقاته فتستخدم كمواد دافعة أحادية.

وجد لأكسيد النتروز (غاز الضحك N_2O) خواص مخدرة منذ القرن التاسع عشر، وهو يستعمل إلى الآن في بعض الحالات الجراحية. يدخل النتروجين في تركيب عدد كبير جداً من العقاقير والأدوية على شكل مركبات عضوية بمجموعات وظيفية مختلفة، وخاصة أشباه القلويات الموجودة في العقاقير المستخلصة من النباتات.

المخاطر [عدل]

إن الإطلاق السريع لغاز النتروجين في حجرة أو مكان مغلق يمكن أن يزيح الأكسجين، مما يشكل بالتالي خطر الاختناق، ويحدث ذلك مع وجود أعراض محذّرة قليلة، إذ أن الجسم السباتي في جسم الإنسان ذو نظام استشعاري بطيء نسبياً لنقص الأكسجين.[56]

إن استنشاق غاز النتروجين عند ضغوط جزيئية مرتفعة (أكثر من 4 بار، والتي يمكن أن تصادف عند أعماق دون 30 متر تحت سطح البحر في غوص سكوبا) له تأثير تخديري، فيما يعرف باسم تخدير الأعماق، حيث يشعر الغواص بفقدان جزئي للوعي، شبيهة بالتي تحصل عند استنشاق أكسيد النتروس.[57][58] يستطيع النتروجين أن ينحل في مجرى الدم وفي الدهون داخل الجسم. يؤدي تخفيض الضغط المفاجئ، وخاصة في حالة الصعود السريع إلى السطح عند الغواصين، إلى حدوث حالة مرضية خطيرة تعرف باسم مرض تخفيف الضغط، والذي تتشكل فيه فقاعات من غاز النتروجين في مجرى الدم والأعصاب ومناطق حيوية أخرى في الجسم.[59][60]

يؤدي التلامس المباشر للجلد مع النتروجين السائل إلى حدوث عضة برد (تثليج)، والتي يمكن أن تحدث فوراً، أو تأخذ عدة ثوان، وذلك حسب درجة حرارة السائل. لذلك يجب الانتباه وارتداء قفازات ووسائل الحماية المخبرية عند التعامل مع النتروجين السائل. تستخدم حساسات أكسجين في بعض الأحيان كوسيلة وقاية عند العمل بالنتروجين السائل وذلك من أجل تنبيه العمال عند حدوث انسكاب في مكان محصور.[61]

المراجع [عدل]

1. ^ Lavoisier, Antoine Laurent (1965). *Elements of chemistry, in a new systematic order: containing all the modern discoveries*. Courier Dover Publications. صفحة 15. ISBN 0-486-64624-6. مؤرشف من الأصل في 09 مارس 2020.
2. ^ Weeks, Mary Elvira (1932). "The discovery of the elements. IV. Three important gases". *Journal of Chemical Education*. **9** (2): 215. Bibcode:1932JChEd...9..215W. doi:10.1021/ed009p215.
3. ^ Aaron J. Ihde, The Development of Modern
33. ^ Lide, D. R., 2003 (المحرر). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (الطبعة 84th). Boca Raton, FL: CRC Press.
34. ^ E. Riedel; C. Janiak (2011), *Anorganische Chemie* (الطبعة 8.), de Gruyter, صفحة 464, ISBN 3110225662
35. ^ A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie. 102. Auflage. de Gruyter, Berlin 2007, ISBN 978-3-11-017770-1, S. 653.
36. ^ A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg,

وصلات خارجية [عدل]

- مقالة عن النتروجين (الآزوت) في الموسوعة العربية

نيتروجين في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز
دروس من ويكي الجامعة.

ع · ن · ت	الجدول الدوري
ع · ن · ت	الجزيئات المكتشفة في الفضاء الخارجي
ع · ن · ت	عناصر كيميائية ثنائية الذرة
ضبط استنادي	BNE: XX525774 · BNF: cb11975683p (data) · GND: 4125639-6 · LCCN: sh85092062 · NDL: 00573098
معرفات كيميائية	*E number*: E941 · *NDF-RT ID*: N0000147408 · *ChEBI ID*: 25555 · *CAS Number*: 17778-88-0 · *ChemSpider ID*: 20473555 · *ATC code*: V03AN04

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 22 مايو 2016 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

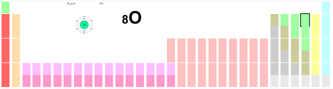
تصنيفات: نيتروجين | عناصر كيميائية | غازات صناعية | لافلزات ثنائية الذرة | مبردات | مجموعة النيتروجين | معدلات تفارغية موجبة لمستقبل غابا أ

أكسجين

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة عن العنصر الكيميائي أكسجين. لتصفح عناوين مشابهة، انظر أكسجين (توضيح).

فلور ← **أكسجين** → نتروجين



المظهر	
غاز عديم اللون في الشروط القياسية	

الخطوط الطيفية للأكسجين

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أكسجين، 8، O
تصنيف العنصر	لا فلز؛ كالكوجين
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 2، p
الكتلة الذرية	15.9994 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 6 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 1.429 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	1.141 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	54.36 ك، -218.79 °س
نقطة الغليان	90.20 ك، -182.95 °س
النقطة الحرجة	154.59 ك، 5.043 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(O_2) 0.444 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(O_2) 6.82 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(O_2) 29.378 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

الأكسجين هو عنصر كيميائي رمزه **O** وعدده الذرّي 8، ويقع ضمن عناصر الدورة الثانية وعلى رأس المجموعة السادسة عشر (المجموعة السادسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري، والتي تدعى باسم مجموعة الكالكوجين وهو عنصر مجموعة رئيسي. يصنّف الأكسجين ضمن اللافلزّات، ويكون في الشروط العاديّة من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز ثنائي الذرّة O_2. ليس له لون أو طعم أو رائحة.

يتميّز الأكسجين الذرّي بنشاطه الكيميائي الكبير، حيث أنّه من المؤكسدات القويّة، ويميل إلى الارتباط لتشكيل المركّبات الكيميائيّة، وخاصّة الأكاسيد. كما يعدّ أحد أهمّ العناصر الموجودة في الأرض، وهو واسع الانتشار، حيث يشكّل غاز الأكسجين 20.94% من تركيب الغلاف الجوّي للأرض؛ بالإضافة إلى وجود شكل متآصل منه وهو الأوزون O_3. إنّ أكثر العناصر وفرة في القشرة الأرضية هو الأكسجين، حيث يوجد بنسبة 48.9 % وزناً، وهو يأتي في المرتبة الثانية بعد الحديد من حيث وفرة العناصر في تركيب الأرض ككل. يوجد الأكسجين الذرّي بوفرة في الكون، حيث يعدّ ثالث عنصر من حيث الوفرة بعد الهيدروجين والهيليوم. هناك ثلاثة نظائر مستقرّة للأكسجين ^{16}O و ^{17}O و ^{18}O، أكثرها وفرةً هو الأكسجين-16، حيث تبلغ وفرته الطبيعيّة 99.8%.

للأكسجين أهميّة حيويّة كبيرة جداً، حيث لا غنى عنه لاستمرار الحياة على سطح الأرض ، فهو أساس عملية التنفّس الخلوي عند الإنسان والحيوانات، كما يدخل في عملية التركيب الضوئي عند النباتات. بالإضافة إلى ذلك فهو أساس عملية الاحتراق، كما يسهم في عمليات التآكل.

محتويات [أخفِ]

1 التاريخ وأصل التسمية
1.1 التجارب الأولى
1.2 نظرية الفلوجستون
1.3 الاكتشاف
1.4 التاريخ اللاحق
2 الوفرة الطبيعيّة
2.1 في الكون
2.2 على الأرض

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Dansk
Deutsch
English
Español
فارسی

3 الإنتاج والتحضير
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائيّة
5.1 التآصل
5.2 البنية الجزيئيّة
6 الخواص الكيميائيّة
6.1 التحليل الكيميائي
6.2 المركّبات الكيميائيّة
6.2.1 الأكاسيد
6.2.2 مركّبات الرابطة O-O
6.2.3 الهيدروكسيدات
6.2.4 الأحماض الأكسجينيّة
6.2.5 مركّبات الأكسجين العضويّة
7 الدور الحيوي
7.1 التشكّل في الغلاف الجوّي
7.2 التركيب الضوئي والتنفّس الخلوي
7.3 الحياة المائيّة
8 الاستخدامات
8.1 التطبيقات الطبّيّة
8.2 غاز التنفّس
8.3 تطبيقات صناعية
8.4 متفرّقات
9 المخاطر
9.1 سمّيّة الأكسجين
9.2 الانفجار ومخاطر أخرى
10 اقرأ أيضاً
11 المصادر
12 المراجع
13 وصلات خارجية

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)				61	73	90

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	*2*، *1*، −1، **−2**
الكهرسلبية	3.44 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1313.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 3388.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 5300.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	66±2 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	152 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري مكعب
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
الناقلية الحرارية	26.58x10^{-3} واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 27 °س) 330 متر/ثانية
رقم CAS	7782-44-7
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الأكسجين	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{16}O	99.76%	^{16}O هو نظير مستقر وله 8 نيوترون			
^{17}O	0.039%	^{17}O هو نظير مستقر وله 9 نيوترون			
^{18}O	0.201%	^{18}O هو نظير مستقر وله 10 نيوترون			

ع·ن·ت

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

التجارب الأولى [عدل]

كانت عملية الاحتراق منذ قرون العصر الحجري أحد أكثر الظواهر فائدةً بالنسبة للإنسان عبر تاريخه، وفي نفس الوقت أحد أكثر الظواهر غموضاً في تفسيرها. انبرى لتفسير هذه الظاهرة عددٌ كبيرٌ من الفلاسفة والعلماء منذ عصور الإغريق وما بعدهم، مثل فيلو البيزنطي،[1] مروراً بعلماء الخيمياء والكيمياء المسلمين في العصور الوسطى، وقدّموا لذلك العديد من التفسيرات، حيث كانت النار أحد العناصر التقليديّة الأربعة التي يتكوّن منها الكون حسب المفهوم السائد آنذاك.

في العصور التالية، ومع بداية عصر النهضة الأوروبية قام ليوناردو دا فينشي بإعادة تجربة فيلو البيزنطي، والتي قام فيها بتنكيس إناء فوق شمعة مشتعلة مع إحاطة عنق الإناء بالماء، فوجد ارتفاع منسوب الماء بشكل تدريجي مع مرور الوقت. لاحظ دافنشي أنّ قسماً من الهواء يُستهلك أثناء الاشتعال وأثناء التنفس.[2] في أواخر القرن السابع عشر برهن روبرت بويل أنّ الهواء ضروري من أجل عملية الاحتراق، إلّا أنّ العالم جون مايو (1641–1679) أظهر فيما بعد وبشكل أدقّ أنّ قسماً فقط من الهواء هو الذي يلزم لعمليّة الاحتراق، وأسماه *spiritus nitroaereus*.[3][4] لاحظ مايو أيضاً أن الأنتيمون يزداد وزنه عندما يسخّن، واستنتج من ذلك أنّ المادّة التي أسماها *nitroaereus* هي التي تتّحد مع الفلزّ.[3] نشر مايو أبحاثه سنة 1668 تحت اسم "*De respiratione*".[4]

نظرية الفلوجستون [عدل]

ظهر في القرن السابع عشر في أوروبا مفهوم وجود مادّة خفيّة وخفيفة تسهم في عملية الاحتراق، وكانت تسمى فلوجستون، والتي كان يزعم أنّها تتحرر عند احتراق المادّة، حيث أنّ الحرارة كانت تفهم على أنّها مادّة.

على الرغم من أنّ إنتاج الأكسجين قد تمّ في تجارب مخبريّة على يدي كل من روبرت هوك وأولة بورك وميخائيل لومونوسوف، إلّا أنّ هؤلاء العلماء لم يتعرّفوا على الأكسجين كعنصر كيميائي مستقل.[5] ويعود سبب ذلك إلى سواد الفكرة الفلسفيّة للاحتراق والمبنيّة على نظرية

الفلوجستون، والتي أطلقها الخيميائي يوهان يواخيم بيشر سنة 1667، ثم عدّلت من قبل الكيميائي غيورغ شتال سنة 1731، ممّا ساهم في انتشارها.[6]

كانت نظرية الفلوجستون تنصّ على أنّ المادّة القابلة للاشتعال مكوّنة من قسمين، الأوّل من الفلوجستون، والذي ينطلق عند الاحتراق، والثاني كان يدعى كالكس *calx*، والذي كان يظنّ أنّه المكوّن الحقيقي للمادّة.[2] بالتالي فإنّ المواد التي كانت تحترق دون أن تترك كثيراً من الرماد كان يظنّ أنّ معظمها مؤلّف من الفلوجستون، مثل الخشب أو الفحم، في حين أنّ المواد غير القابلة للاشتعال والتي تتآكل مثل الحديد، فإنّها تحوي القليل منه. ما عزّز من انتشار هذه النظرية هو عدم معرفة أنّ الغازات المنطلقة من عمليّة الاحتراق لها كتلة، إذ أن معظم المواد التي كانت تحرق كان وزنها ينقص.[2] بالمقابل، مع ازدياد عدد الباحثين في مجال الاحتراق، وملاحظة ازدياد وزن الفلزات عند تآكلها، على الرغم من أنّها حسب نظرية الفلوجستون يجب أن تنقص، كلّ ذلك أدّى إلى تصدّع هذه النظريّة.

الاكتشاف [عدل]

كارل فلهلم شيله؛ مكتشف الأكسجين.

كان كارل فلهلم شيله أوّل من اكتشف عنصر الأكسجين كعنصر كيميائي مستقلّ وذلك سنة 1771، إلّا أنّه لم ينشر أبحاثه إلّا سنة 1777، وفي تلك الأثناء، وفي سنة 1774 قام جوزيف بريستلي وبشكل منفصل ومستقل باكتشاف العنصر أيضاً أثناء البحث في آليّة عمليّة الاحتراق.[7]

جوزيف بريستلي؛ ينسب إليه أيضاً اكتشاف الأكسجين.

ففي سنة 1771 قام العالم كارل فلهلم شيله أثناء أبحاثه على مفهوم الاحتراق بتسخين مركّبات مثل أكسيد المنغنيز الرباعي أو فوق منغنات البوتاسيوم مع حمض الكبريتيك المركّز (كان يدعى حينها زيت الزاج)، فحصل على غاز عديم اللون. كان الغاز الناتج يساعد على عمليّة الاحتراق، فأسماه شيله باسم *هواء النار*، ونسبه إلى مصدره فأسماه أيضاً *هواء الزاج*، ووجد أيضاً أنّ الهواء العادي يتكوّن من ذلك الهواء المساعد على الاشتعال، ومن هواء غير مساعد على الاشتعال، أسماه *الهواء الفاسد*. لم يقم شيله بنشر أبحاثه فوراً، بل أرسلها من أجل النشر سنة 1775، ولم تنشر إلّا في سنة 1777، وذلك تحت عنوان «*أطروحة عن الهواء والنار*».[8]

وخلال تلك الأثناء وبشكل منفصل تمكّن العالم جوزيف بريستلي بعد حوالي سنتين من اكتشاف شيله بعمل تجارب على مركّبات الزئبق، حيث قام بتسخين أكسيد الزئبق الثنائي HgO بوضعه في أنبوب وتسليط أشعّة الشمس المركّزة عليه، فحصل على غاز يساعد على الاحتراق، أسماه *"dephlogisticated air"*،[9] وقام بنشر أبحاثه سنة 1774 تحت عنوان «*بحث في اكتشافات جديدة في الهواء*»، والتي أدرجها ضمن كتابه «*تجارب وملاحظات على أنواع مختلفة من الهواء*».[2] كان بريستلي السبّاق في نشر أبحاثه حول الاكتشاف، في حين أنّ شيله لم يقم بنشر أبحاثه إلا سنة 1777،[10] لذلك ينسب البعض اكتشاف الأكسجين إلى بريستلي.

أنطوان لافوازييه؛ من أطلق تسمية الأكسجين.

على الرغم من اكتشاف هذا الغاز من قبل هذَين العالِمَين، إلّا أنّ دوره الفعلي في عمليّة الاحتراق لم يكن قد فُهم بعد، إلى أن أتى العالم أنطوان لافوازييه ووضّح من خلال تجاربه سنة 1774 أنّ الاحتراق لا يطلق الفلوجستون كما كان يعتقد في تلك الآونة، إنّما يتمّ عن طريق الارتباط مع عنصر كيميائي موجود في *الهواء المساعد على الاحتراق*. من أجل توضيح ذلك، بيّن لافوازييه أنّ المادّة عندما تحترق لا يقلّ وزنها، بل العكس يزيد، وذلك نتيجة لارتباط ذلك العنصر. كما بيّن أنّ الهواء هو مزيج من غازين، الأوّل يساعد على الاحتراق وعلى التنفّس أسماه *هواء الحياة* *vital air*، ومن الهواء غير المساعد على الحياة وأسماه آزوت (الاسم الفرنسي للنتروجين)، ونشر أبحاثه سنة 1777 تحت عنوان «*عن الاحتراق بشكل عام*».[9] في سنة 1777 أعاد لافوازييه تسمية العنصر المساعد على الاحتراق باسم *oxygène*، وذلك من الإغريقيّة *ὀξύς* (أكسيس) بمعنى *حمض أو لاذع*، ومن *γεννάω* (جين) بمعنى *مولّد*، أي أنّ الكلمة تحمل معنى *مولّد الحمض*، حيث أنّه كان يعتقد خاطئاً أنّ الأكسجين كان أساسياً لتشكيل جميع الأحماض على الإطلاق،[11] وذلك انطلاقاً من أنّ أكثر الأحماض اللاعضويّة المعروفة في ذلك الزمن كانت تحوي على عنصر الأكسجين، إلى أن عرف بعد ذلك أنّ هناك أحماض لا تحوي الأكسجين، وأنّ أساس الأحماض هو الهيدروجين، إلا أنّ الاسم بقي على ما هو عليه.

التاريخ اللاحق [عدل]

أيقن العلماء في أواخر القرن التاسع عشر أنّه يمكن إسالة الهواء، وبالتالي فصل مكوّناته وذلك عن طريق الضغط والتبريد. وكان الفيزيائي راؤول بكتيه أوّل من سيّل الأكسجين سنة 1877، وذلك عندما كان يعمل على تبخير ثنائي أكسيد الكبريت السائل من أجل إسالة ثنائي أكسيد الكربون، والذي تبخّر بدوره ليبرّد الأكسجين بشكل كافٍ لتسييله بشكل مؤقّت. أرسل بكتيه برقية إلى الأكاديميّة الفرنسيّة للعلوم لإعلامهم باكتشاف الأكسجين السائل.[12] وبعد ذلك بيومين فقط، أعلن الفيزيائي لويس بول كايتيه طريقته الخاصّة في إسالة الأكسجين الجزيئي.[12] في كلتا الحالتين، كانت كميّة الأكسجين المسيّل غير كافية للتوثيق، بالإضافة إلى عدم استقرار الحالة الفيزيائيّة للعيّنات، إلى أن تمكّن كل من كارول أولشيفسكي وزيغمونت

فروبليفسكي في سنة 1883 من الحصول على الأكسجين السائل بحالة مستقرّة.[13] كان كارل فون ليندة أوّل من قام بإسالة الغازات على مستوى صناعي وذلك سنة 1895 من خلال عمليّة ليندة الصناعيّة.[14] وفي سنة 1891 تمكّن العالم جيمس ديوار من الحصول على كمّيّة كافية من الأكسجين السائل لدراسته.[15] لاحقاً، وفي سنة 1901 ظهرت تقنية لحام باستخدام مزيج من الأسيتيلين والأكسجين المضغوط.[14]

الوفرة الطبيعيّة [عدل]

إنّ الأكسجين هو أكثر العناصر الكيميائيّة وفرةً في الأرض من حيث الكتلة، وهو ثالث أكثر العناصر وفرةً في الكون بعد الهيدروجين والهيليوم.

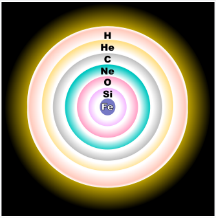
في الكون [عدل]

يأتي الأكسجين في المرتبة الثالثة من حيث وفرة العناصر الكيميائيّة في الكون، وذلك بعد الهيدروجين والهيليوم.[17] تبلغ قيمة الكسر الكتلي للأكسجين في النظام الشمسي حوالي 0.8 %، مما يوافق كسر عددي (ذرّي) بحوالي 500 جزء في المليون.[18] لا يوجد الأكسجين في الفضاء الخارجي بالشكل الجزيئي O_2 إلّا بكمّيّات نادرة وقليلة جداً، حيث يكون في الغالب مرتبطاً في مركّبات مع ذرّات الغبار الكوني.[19]

العناصر الكيميائية الأكثر وفرةً في مجرة درب التبانة مقدّرةً مطيافياً.[16]

ع. ذ.	العنصر	الكسر الكتلي مقدّر بأجزاء في المليون	
1	هيدروجين	739,000	71 × مرّة من الأكسجين (العمود الأحمر)
2	هيليوم	240,000	23 × مرّة من الأكسجين (العمود الأحمر)
8	أكسجين	10,400	
6	كربون	4,600	
10	نيون	1,340	
26	حديد	1,090	
7	نتروجين	960	
14	سيليكون	650	
12	مغنيسيوم	580	
16	كبريت	440	

لم يتكوّن الأكسجين في بداية كناتج لعمليّة تخليق الانفجار العظيم النووي للعناصر، إنّما تكوّن كلّ نظيرٍ من نظائر الأكسجين بطريقة محدّدة. فمعظم كمّيّات النظير ^{16}O قد تشكّلت بكمّيّات كبيرة في النجوم العملاقة من خلال عمليّة احتراق الهيليوم (عملية ألفا الثلاثيّة)، مع وجود كمّيّات تشكّلت في عمليّة احتراق النيون.[20] يتمّ في عملية ألفا الثلاثيّة تفاعل ثلاث نوى من الهيليوم للحصول على ^{12}C، والذي يتفاعل بدوره مع نواة هيليوم إضافيّة (جسيم ألفا) لينتج ^{16}O. ينتج ^{17}O بشكل أساسي من عمليّة احتراق الهيدروجين وتحوّله إلى هيليوم في تفاعلات دورة CNO النوويّة، ممّا يجعله من النظائر الشائعة الوفرة في مناطق احتراق الهيدروجين في النجوم.[20] أمّا ^{18}O فيُحصل عليه من اندماج أربع نوى من الهيليوم ^{4}He مع نواة من ^{14}N، ممّا يجعل أكسجين-18 من النظائر شائعة الوفرة في المناطق الغنيّة بالهيليوم أثناء مراحل تطوّر النجوم العملاقة.[20]



في المراحل الأخيرة من عمر النجوم العملاقة يتركّز ^{16}O في الغلاف O، أمّا ^{17}O في الغلاف H، في حين أنّ ^{18}O في الغلاف He.

يلعب الأكسجين دوراً مهمّاً في توليد الطاقة في نجوم النسق الأساسي مثل الشمس، وهو يعدّ أحد مكوّناتها الثانويّة بنسبة تصل إلى 0.9% من كتلتها.[9] في دورة كربون-نيتروجين-أكسجين (دورة CNO) المهمّة في تخليق النجوم، يدخل الأكسجين على هيئة ناتج وسطي في التفاعلات النوويّة. في المراحل الأخيرة من تطوّر النجوم العملاقة تحدث عملية احتراق الأكسجين كخطوة من أجل استهلاك الأكسجين كوقود نووي، وذلك من أجل تشكيل نوى نجوم أكثر ضخامة. تحوي أغلب الأقزام البيضاء، والتي تمثل مآل حوالي 97% من كافّة النجوم، على عنصر الأكسجين في تركيبها بالإضافة إلى الهيليوم والكربون.[21]

إنّ كوكب الأرض غنيّ بالأكسجين وذلك بالمقارنة مع أقرانه من الكواكب القريبة، حيث تبلغ نسبة الأكسجين في المريخ حوالي 0.1% حجماً، وهي أقلّ بذلك بكثير في كوكب الزهرة. ينتج الأكسجين في الكوكبين المذكورين بشكل حصري من الأشعّة فوق البنفسجيّة التي يمكن أن تفكّك الجزيئات الحاوية على الأكسجين مثل ثنائي أكسيد الكربون.

على الأرض [عدل]

إنّ الأكسجين هو أكثر العناصر الكيميائيّة انتشاراً على سطح الأرض.[22] فبالإضافة إلى وجوده في غلاف الأرض الجوي، فهو يتوفّر في كل من غلاف الأرض الصخري وغلاف الأرض المائي وغلاف الأرض الحيوي. تبلغ قيمة الكسر الكتلي للأكسجين في الغلاف الأرضي ما نسبته 50.5%،[23] وذلك إلى عمق يصل إلى 16 كم في الغلاف الصخري،[24]

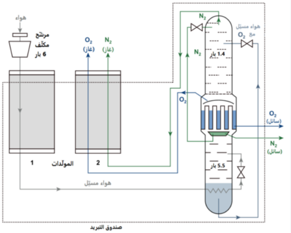
فلدسبار

يوجد الأكسجين على شكل جزيء في الغلاف الجوي وعلى شكل غاز منحل في مياه البحر، في حين أنّ الشكل الأكثر انتشاراً هو دخوله في تركيب المركّبات الكيميائيّة داخل وعلى سطح الأرض. تحوي أغلب المعادن، وبالتالي الصخور، على الأكسجين في تركيبها. من ضمنها معادن السيليكات، مثل الفلدسبار والميكا ومعدن الأوليفين، والكربونات (مثل كربونات الكالسيوم في الحجر الجيري) والأكاسيد (مثل ثنائي أكسيد السيليكون في الكوارتز).[23]

يشكّل الأكسجين 20.95% حجماً من الهواء،[25] والتي تعادل 23.16% كتلةً،[9][25][26] في حين أنّ نسبته في الماء تبلغ 88.8%.[9][25] تجدر الإشارة إلى أنّ نسبة الأكسجين في ماء البحر (86%) أقلّ منها في الماء العادي، وذلك بسبب وجود كمّيّات كبيرة من الأملاح المنحلّة التي لا تحوي في تركيبها على الأكسجين، مثل كلوريد الصوديوم.

يعود ارتفاع نسبة الأكسجين في الأرض إلى دورة الأكسجين، وهي دورة حيويّة جيولوجيّة كيميائيّة (بيوجيوكيميائية)، تصف حركة الأكسجين ضمن الأغلفة الثلاثة الأساسية للأرض، وهي الغلاف الجوي والحيوي والصخري. إنّ العامل الأساسي المحرّك لدورة الأكسجين هو التركيب الضوئي، والذي يعدّ مسؤولاً عن الشكل الحالي للغلاف الجوّي للأرض. يتحرّر الأكسجين من عملية التركيب الضوئي إلى الغلاف الجوي، بالمقابل، فإن التنفّس الخلوي للكائنات على سطح الأرض، وتحلّلها في باطن الأرض، يزيلها من الغلاف الجوّي. بالتالي فإنّ كمّيّة الأكسجين الموجودة في الأرض تبقى ثابتة وتكون في حالة من التوازن. في التوازن الحالي يحدث الإنتاج والاستهلاك في نفس المعدّل، وهو تقريباً 1/2000 من كمّيّة أكسجين الغلاف الجوي الكلّيّة كلّ سنة. تدعى هذه الحالة التي يوجد فيها الأكسجين من التوازن باسم الحالة الثابتة. تشير الأبحاث التي تراقب مستويات الأكسجين في الغلاف الجوّي إلى حدوث تناقص تدريجي، والذي يعود سببه إلى استهلاك الطاقة عبر حرق الوقود الأحفوري.[27]

الإنتاج والتحضير [عدل]



مخطّط العمليّة الصناعيّة للحصول على الأكسجين حسب طريقة ليندة.

ينتج الأكسجين صناعياً في الوقت الراهن بشكل كامل تقريباً من إسالة الهواء وتقطيره بشكل مجزّأ ومستمر. تسمّى هذه العملية باسم عملية ليندة، والتي تنسب إلى كارل فون ليندة الذي طوّرها أوّل مرّة سنة 1902، ثمّ طورها جورج كلود لاحقاً لجعل العملية أكثر ربحيّة اقتصادياً.[24] كما يمكن الإنتاج من خلال عملية امتزاز الهواء على الزيوليت لفصل الغازات المرافقة والإبقاء على الأكسجين. يبلغ إنتاج الأكسجين من الطرق المعتمدة على الهواء حوالي 100 مليون طن سنوياً.[8]

لإنتاج الأكسجين حسب طريقة كلود، يتمّ ضغط الهواء بواسطة ضاغط إلى حوالي 5-6 بار، ثم يبرّد وينقّى من ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء والغازات الأخرى بواسطة مرشّح. يبرّد الغاز عن طريق تمريره عبر مبادل حراري تمرّ فيه غازات من العمليّة إلى درجات حرارة قريبة من نقطة غليانها، ثم يسمح لها بالتمدّد في حجرات توربينيّة، بالتالي يمكن إعادة كسب جزء من الطاقة التي صرفت على الضغط.[28] هذه الجزئية من عملية كلود، هي التي توفّر في الطاقة بالمقارنة مع عمليّة ليندة الأصلية، ممّا يجعل عمليّة كلود أكثر اقتصاديّة.

تتمّ عمليّة الفصل الفعليّة لمزيج الأكسجين والنتروجين المكوّن للهواء من خلال عملية تقطير تجري في عمودي تجزئة لهما ضغطان مختلفان. تحدث عملية التقطير حسب مبدأ التيار المعاكس، أي أنّ الغاز المتبخّر يكسب طاقة عن طريق حرارة التبخّر ويندفع إلى أعلى العمود، أمّا السائل المتكثّف فيقطر إلى الأسفل. بما أن للأكسجين نقطة غليان أعلى من النتروجين، فإنّه يسهل تكثيفه ويجمع عادة من أسفل العمود على شكل سائل، في حين يجمع النتروجين من أعلاه على شكل غاز.[8] يتمّ الفصل بعد ذلك عند ضغط يتراوح بين 5-6 بار،[29] في عمود تجزئة يعرف باسم عمود التجزئة متوسّط الضغط،[28] حيث يفصل النتروجين، ويؤخذ السائل المتكثّف الغنيّ بالأكسجين إلى عمود منخفض الضغط (حوالي 0.5 بار) حيث يفصل الأكسجين هناك.[29] بعد ذلك ينقّى غاز الأكسجين من الآثار النزرة للغازات النبيلة مثل الكريبتون والزينون وذلك في عمود منفصل.

يمكن الحصول على كمّيّات صغيرة من الأكسجين من عمليّات صناعيّة أخرى. فعلى سبيل المثال ينتج الأكسجين عند إنتاج الهيدروجين بالتحليل الكهربائي للماء. كما يحصل عليه من امتزاز الغازات الأخرى الموجودة في الهواء بشكل نوعي، وذلك عن طريق تمرير الهواء خلال مناخل جزيئيّة مثل الزيوليت، حيث يمتز النتروجين وثنائي أكسيد الكربون عليها، ويبقى الأكسجين مع الآرغون،[30] في مزيج غازي تتراوح فيه نسبة الأكسجين بين 90% إلى 93%.[8] بشكل متوافق يتحرر النتروجين من سرير الزيوليت المشبع بالنتروجين من خلال تخفيض الضغط في حجرة العمليّة، وبتحويل قسم من غاز الأكسجين من سرير الإنتاج وتمريره باتجاه معاكس لمجرى التدفّق. تجرى هذه العمليّة لمرّات عدّة من أجل إعادة تنشيط الزيوليت في سرير المفاعلات، ممّا يسمح بتزويد مستمر من الأكسجين الغازي. تعرف هذه العمليّة باسم امتزاز تأرجح الضغط، وهي وسيلة غير محتاجة للتبريد.[31]

من بين الطرق القديمة لإنتاج الأكسجين هناك طريقة تعتمد على التفاعلات الكيميائية لتوليد الأكسجين في جهاز مولد الأكسجين الكيميائي. تعتمد تلك الطريقة على تسخين أكسيد الباريوم بوجود الهواء إلى 500 °س، حيث ينتج فوق أكسيد الباريوم، والذي يسخن بدوره إلى 700 °س، مما يؤدي إلى تحرر الأكسجين نتيجة التفكك الحراري. كانت هذه الطريقة تمثل الخيار الوحيد للحصول على الأكسجين النقي قبل تطوير طريقة ليندة.

$$2\,BaO + O_2 \xrightarrow{500\,^{\circ}C} 2\,BaO_2$$

تشكّل فوق أكسيد الباريوم

$$2\,BaO_2 \xrightarrow{700\,^{\circ}C} 2\,BaO + O_2$$

تحرّر الأكسجين وانطلاقه، والحصول على أكسيد الباريوم مجدداً.

عادة ما يخزن الأكسجين المنتج صناعيّاً في أسطوانات غاز مضغوطة، وينقل عادة على شكل أكسجين مسيّل لأسباب اقتصاديّة، بحيث أن الليتر الواحد من الأكسجين المسيّل يكافئ 840 ليتر من الأكسجين الغازي عند الضغط الجوي ودرجة حرارة مقدارها 20 °س.[8]

يمكن تحضير الأكسجين مخبريّاً من تسخين بعض المركّبات اللاعضويّة الغنيّة بالأكسجين أو مفاعلتها مع مختزلات قويّة ممّا يؤدي إلى تحرير الأكسجين. من أمثلة هذه المركّبات كلّ من فوق منغنات البوتاسيوم ونترات البوتاسيوم وكلورات البوتاسيوم وكرومات البوتاسيوم. من بين الطرق الأخرى لتحضير الأكسجين مخبريّاً تفاعل تفكك الماء الأكسجيني (فوق أكسيد الهيدروجين) على صفيحة من النيكل مغطّاة بالبلاتين.[29] أو بإجراء عملية تحليل كهربائي لمحلول من البوتاس الكاوي بوجود قطب كهربائي من النيكل.

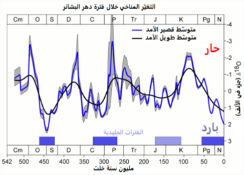
النظائر [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **نظائر الأكسجين**.

للأكسجين ثلاثة نظائر مستقرة و14 نظيراً مشعّاً تتراوح كتلتها بين ^{12}O و ^{28}O،[32] وكلّ النظائر المشعّة لها عمر نصف أقلّ من ثلاث دقائق. إنّ النظائر المستقرّة للأكسجين هي أكسجين-16 ^{16}O وأكسجين-17 ^{17}O وأكسجين-18 ^{18}O، لكن أكسجين-16 هو أكثرها وفرة طبيعية، حيث تبلغ نسبته في الطبيعة 99.762%،[27] أمّا باقي النظائر فأقلّ من 1%، حيث ^{17}O وفرته 0.037 %، في حين أنّ ^{18}O وفرته 0.20 %.

إنّ أكثر النظائر المشعّة للأكسجين استقراراً هو النظير أكسجين-15، والذي عمر النصف له يبلغ 122.24 ثانية،[32] والنظير أكسجين-14 بعمر نصف مقداره 70.61 ثانية.[27] أمّا باقي النظائر المشعّة فلها قيم ضئيلة جدّاً من عمر النصف لا تتجاوز 27 ثانية، أضف إلى أنّ معظمها لا يتجاوز 83 ميلي ثانية.[27] إنّ أكثر نمط اضمحلال للنظائر الأخفّ من ^{16}O هو الإصدار البوزيتروني β^+[33][34][35] والذي يعطي النتروجين. أمّا أكثر نمط اضمحلال شيوعاً بالنسبة للنظائر الأثقل من ^{18}O فهو اضمحلال بيتا ليعطي الفلور.[27]

للنظير ^{17}O ميزة نوويّة فريدة، وهي امتلاكه لقيمة لف مغزلي نووي تبلغ $^5/_2$ وهي قيمة مميّزة،[36] ممّا يجعل لها تطبيقات في قياسات الرنين المغناطيسي النووي NMR، أمّا باقي نظائر الأكسجين المستقرّة فلها لفّ مغزلي نووي مقداره 0، وبالتالي فهي غير فعّالة لتقنية NMR. يستخدم النظير ^{15}O في تقنية التصوير المقطعي بالإصدار البوزيتروني.[37]



رسم بياني يظهر تغير المناخ خلال 500 مليون سنة من الاستدلال بتراكيز ^{18}O.

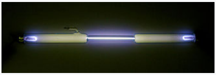
يستخدم قياس تراكيز النظير ^{18}O في مجال علم المناخ القديم من أجل معرفة حال المناخ في العصور الجيولوجيّة القديمة في المناطق القطبيّة، وذلك بناءً على حقيقة أنّ جزيئات الماء الحاوية على ^{16}O، هي أخفّ بنسبة 12% من جزيئات الماء الحاوية على النظير الأثقل ^{18}O، بالتالي فهي تتبخر بشكل أسرع.[38] ممّا يعني بالتالي أنّ الطبقات الجليديّة الحاوية على نسبة مرتفعة نسبياً من ^{18}O كانت قد تشكّلت في أوقات حارّة نسبيّاً، لأنّ حالات التبخّر الشديدة تحصل فقط في الحقبات الزمنيّة الحارّة، ممّا يؤدّي إلى تشكّل الغيوم الحاوية على نسبة مرتفعة من ^{18}O . كلّما ارتفعت درجة حرارة الأرض كلّما ازدادت نسبة ^{18}O في الغيوم، والتي يمكن أن تكون ضمن الهطولات المطرية أو الثلجية في الأماكن القطبيّة، أمّا في الحقبات الزمنيّة الباردة، فإنّ ^{18}O يتركّز في الترسّبات البحريّة، إذ أنّ الجليد سيتكوّن من جزيئات الماء الحاوية على النظير الأخف ^{16}O.[38] يرمز لهذا الأسلوب في الأوساط العلمية بالرمز $\delta^{18}O$. إنّ تحليل النظائر في العيّنات اللبّيّة الجليديّة أو العيّنات المأخوذة من المناطق الرسوبية في أعماق البحار، بالإضافة إلى تحديد نسبة تركيز النظيرين $^{18}O/^{16}O$ في تلك العينات بواسطة تقنية مطيافية الكتلة، يعطي معلومات عن متوسّط درجة حرارة الأرض وعن السجلّ التاريخي للاحترار العالمي في الفترات القديمة من عمر الأرض.[39] بالإضافة إلى ذلك، فإنّ تحديد عدد التفاوتات بين الأوقات الحارّة (الصيف) والأوقات الباردة (الشتاء) يفيد في معرفة عمر العيّنة اللبّيّة.

الخواص الفيزيائيّة [عدل]

يكون الأكسجين في الشروط العاديّة من الضغط ودرجة الحرارة جزيئاً ثنائي الذرة O_2 على هيئة غاز عديم اللون والرائحة والمذاق. يبلغ طول الرابطة O–O في جزيء الأكسجين الثنائي 121 بيكومتر، أمّا طاقة الرابطة فمقدارها 498 كيلوجول/مول.[40]

يؤدّي تبريد الأكسجين إلى الدرجة −182.95 °س (90.20 كلفن) إلى تكثيفه بحيث يُحصل على الأكسجين السائل أزرق اللون.[41] يحصل على الأكسجين السائل عالي النقاوة من التقطير التجزيئي للهواء المسيّل،[42] وهي مادّة مرتفعة النشاط الكيميائي ويجب فصلها عن المواد القابلة

للاشتعال. عند درجات حرارة منخفضة جدّاً دون −218.79 °س (54.36 كلفن) يتجمّد الأكسجين على هيئة بلورات زرقاء من الأكسجين الصلب.[25][41] في الحالة الصلبة يكون لجزيئات الأكسجين مغناطيسيّة مسايرة، أمّا البنية البلّوريّة فتكون متعدّدة الأشكال حسب درجة الحرارة. ففي مجال عند درجات الحرارة بين −218.75 و −229.35 °س يكون الأكسجين في نظام بلّوري مكعّب،[25] وفي المجال بين −229.35 و −249.26 °س يكون الأكسجين في نظام بلّوري ثلاثي،[25] في حين أنّه عند درجات حرارة أقلّ من −249.26 °س يكون الأكسجين في نظام بلّوري أحادي الميل.[25] تبلغ قيمة النقطة الثلاثيّة للأكسجين عند −218.79 °س (54.36 كلفن) و 148 باسكال (0.148 كيلوباسكال)،[43] أمّا النقطة الحرجة فتقع عند ضغط مقداره 50.4 بار ودرجة حرارة مقدارها −118.4 °س (154.7 كلفن)،[44] في حين أنّ الكثافة الحرجة تبلغ قيمتها 0.436 غ/سم^3.[45]



أكسجين متوهّج في أنبوب تفريغ

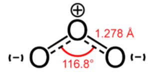
إنّ انحلاليّة غاز الأكسجين في الماء أكبر من انحلاليّة غاز النتروجين، إلّا أنّها على الرغم من ذلك تعدّ ضعيفة.[46] تتعلّق الانحلاليّة بالضغط ودرجة الحرارة، حيث ترتفع مع انخفاض درجة الحرارة ومع ازدياد الضغط. فعند درجة حرارة 0 °س وعند ضغط جزئي من أكسجين الهواء مقداره 212 هكتوباسكال فإنّ كمّيّة الأكسجين المنحلّة في الماء النقي تبلغ 14.6 مغ/ل، مقابل 7.6 مغ/ل عند الدرجة 20 °س.[5][46]

يمكن للأكسجين أن يتوهّج داخل أنبوب تفريغ وذلك بلون أبيض. لتحقيق ذلك ينبغي ضبط شروط التشغيل كالتالي: الضغط داخل الأنبوب (التخلية) حوالي 5-10 ميلي بار، جهد عالي مقداره 1.8 كيلوفولط، شدّة تيّار مقدارها 18 ميلي أمبير، وتردّد مقداره 35 كيلوهرتز. تترافق ظاهرة التوهّج الطيفي للأكسجين الجزيئي مع حالات توهّج طبيعيّة مثل الشفق القطبي والتوهّج الليلي.[47] إنّ امتصاص الأشعّة فوق البنفسجيّة في طبقات الجوّ العليا يعطي الأكسجين الذرّي، والذي له دور مهم في كيمياء الغلاف الجوّي.[48]

التآصل [عدل]

لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **تآصل الأكسجين**.

بالإضافة إلى الأكسجين الجزيئي O_2 (ثنائي الأكسجين)، والذي يمثّل الشكل الشائع من العنصر على سطح الأرض، فإنّ للأكسجين متآصلات أخرى، أشهرها الأوزون O_3، مع وجود متآصلات أقلّ شهرة مثل الأكسجين الذرّي بالإضافة ثماني الأكسجين O_8.



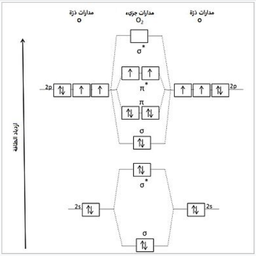
تمثيل لبنية الأوزون.

يعدّ الأوزون من متآصلات الأكسجين المعروفة، وهو يتألّف من ارتباط ثلاث ذرّات أكسجين (ثلاثي الأكسجين)، ويكون على شكل غاز أزرق اللون له رائحة مميّزة. من خواص الأوزون أنّه نشيط كيميائيّاً وفعّال بشكل كبير، إذ يصنّف من ضمن المؤكسدات القويّة، كما يصنّف ضمن المواد المؤذية للأنسجة الرئويّة.[49] ينتج الأوزون في طبقات الجو العليا من تفاعل اتحاد O_2 مع الأكسجين الذرّي O، الناتج عن انفصال الرابطة بين ذرتي الأكسجين في جزيء الأكسجين الثنائي تحت تأثير الأشعّة فوق البنفسجيّة.[11] كما ينتج الأوزون أيضاً من تفاعل ثنائي أكسيد النتروجين مع الأكسجين تحت تأثير الأشعّة فوق البنفسجيّة. يعدّ الأوزون الأساس في تشكيل طبقة الأوزون، التي تلعب دوراً مهمّاً في امتصاص الأشعّة فوق البنفسجيّة القادمة إلى الأرض، وبالتالي الوقاية من الإشعاع.[11] بالمقابل، عند وجود الأوزون بالقرب من سطح الأرض فإنّه يعدّ من ملوّثات الهواء عندما يتشكّل كناتج ثانوي من عوادم السيارات.[49]

عند تعريض الأكسجين إلى ضغوط مرتفعة تتجاوز 10 غيغا باسكال تتشكّل مادة صلبة حمراء اللون، والتي أظهر تركيبها بادئ الأمر بواسطة تقنيّة مطيافيّة الكتلة أنّها مكوّنة من الأكسجين الرباعي O_4 شبه المستقر.[50][51] تبيّن لاحقاً سنة 2006 أنّه عند تعريض الأكسجين لضغوط تصل إلى 20 غيغا باسكال فإنّ المادّة الحمراء المتشكّلة تتكوّن من حلقات من ثماني الأكسجين O_8.[52] يكون لهذا التجمّع من الذرّات بنية بلّوريّة حسب النظام البلّوري الثلاثي، ويحتمل أن يكون للمادة خواص مؤكسدة قويّة أكبر من الأكسجين الثنائي O_2 أو الأوزون O_3، لذلك فمن المقترح استخدامها من أجل وقود الصواريخ.[50][51]

اكتشف سنة 1990 أنّه عند تعريض الأكسجين الصلب إلى ضغوط تتجاوز 96 غيغا باسكال فإنّه يحصل على طور فلزّي من الأكسجين،[53] كما بيّنت التجارب لاحقاً سنة 1998 أنّ ذلك الطور يصبح ذا موصلية فائقة عند درجات حرارة منخفضة جدّاً.[54]

البنية الجزيئيّة [عدل]



مخطّط المدارات الجزيئيّة لجزيء الأكسجين.[55]

يكون الأكسجين في الشروط العاديّة على شكل غاز ثنائي الذرة، يسمّى في الأوساط العلميّة باسم *ثنائي الأكسجين*، وله الصيغة O_2. إنّ التوزيع الإلكتروني للأكسجين يكون على الشكل $[He]\ 2s^2\ 2p_4$. ترتبط ذرتا الأكسجين كيميائياً في الجزيء O_2 برابطة مضاعفة، تكون ناشئة عن ملء المدارات الجزيئيّة الناتجة عن تداخل المدارات الذريّة لكلّ ذرة أكسجين. يمكن تمثيل البنيّة الجزيئية للأكسجين باستخدام مخطّط المدارات الجزيئيّة، والذي توزّع فيه الإلكترونات مع تزايد الطاقة بشكل تدريجي حسب مبدأ أوفباو (البناء) وذلك من المدارات منخفضة الطاقة إلى الأعلى حتى الامتلاء. لا تسهم المدارات σ و σ* للإلكترونات 2s في الرابطة بين ذرتي الأكسجين؛ بالمقابل فإنّ تداخل مدارين ذريّين (إلكترونين اثنين) من المدارات 2p يسهم في تشكيل رابطة سيغما σ تتموضع على طول محور الرابطة الجزيئيّة [O-O]. من جهة أخرى يعطي تداخل زوج من المدارات الذرّيّة 2p (أربعة إلكترونات) رابطة من باي π، والتي تكون عمودية على محور الرابطة الجزيئيّة [O-O]. بالتالي يبقى إلكترونين اثنين من المدارات 2p غير مقترنين وموجودين في المدار π* المضاد للترابط، واللّذان يسهمان في تشكيل الرابطة المضاعفة في جزيء O_2،[55] كما يسهمان في مقدرة الأكسجين على تشكيل نوع كيميائي ثنائي الجذر.

تميل المدارات الجزيئيّة متساوية الطاقة والحاوية على إلكترونات غير مقترنة إلى الانفطار، وهذا ما يحصل بالنسبة للزوج الإلكتروني في المدار π* لجزيء الأكسجين، بحيث نحصل على حالة تخص اللف المغزلي تعرف باسم *الحالة الثلاثيّة*. لذلك فإن الحالة القاعيّة لجزيء O_2 تعرف باسم *الأكسجين الثلاثي*.[56] تكون جزيئات الأكسجين في الحالة الثلاثيّة ذات مغناطيسية مسايرة، أي أنّها تتميّز بخاصّة مغناطيسيّة عند وجود مجال مغناطيسي،[57] وذلك بسبب العزم المغناطيسي الناتج عن الإلكترونات غير المقترنة في الجزيء.[15]

في الحالة المثارة يوجد الأكسجين في حالة تعرف باسم *الأكسجين الأحادي*، وتنشأ هذه الحالة من اقتران اللف المغزلي للإلكترونات.[58][59] يكون الأكسجين في هذه الحالة أشدّ نشاطاً كيميائيّاً، وهو يتشكّل في حالات عديدة في الطبيعة، مثل عمليّة التركيب الضوئي حيث يتشكّل من الماء باستخدام طاقة الشمس،[60] كما تتشكل في طبقة التروبوسفير من التفكّك الضوئي للأوزون من الأشعّة فوق البنفسجيّة،[61] بالإضافة إلى تشكّله في الجهاز المناعي كمصدر للأكسجين الفعّال.[62] تسهم الكاروتينات في النباتات في عمليّة امتصاص الطاقة المرتفعة للأكسجين الأحادي وتحويله إلى الأكسجين الثلاثي منخفض الطاقة ممّا يقلّل من أضرار إلحاق الأذى بالأنسجة.[63]

يمكن إجراء عمليّة تحضير الأكسجين الأحادي مخبرياً بعدّة طرق إمّا بطريقة كيميائيّة ضوئيّة من الأكسجين الثلاثي، أو كيميائيّاً من مركّبات حاوية على الأكسجين. لا يمكن الحصول على الأكسجين الأحادي بشكل مباشر من تعريض الأكسجين الثلاثي لإشعاع كهرومغناطيسي (مثل الضوء) وذلك لأسباب كموميّة تتمثّل في قواعد الاختيار بالنسبة لامتصاص الأشعّة الكهرومغناطيسيّة. لتجاوز حالة المنع هذه يمكن التعريض للإشعاع الكهرومغناطيسي بالفوتونات بشكل متزامن مع تصادم جزيئين اثنين. يحدث نتيجة هذا الفعل امتصاص في المجال الأحمر من الطيف الكهرومغناطيسي، ولذلك يظهر الأكسجين السائل بلون أزرق. يمكن إجراء العمليّة باستخدام مواد كيميائيّة مساعدة كالصباغ مثل أزرق الميثيلين أو الإيوسين، ممّا يسهّل من الحصول على الأكسجين الأحادي بأسلوب كيميائي ضوئي. يمكن الحصول على الأكسجين الأحادي كيميائيّاً من فوق الأكاسيد، فعند معالجة فوق أكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني) مع تحت كلوريت الصوديوم يتشكّل حمض فوق أوكسو *حمض الكلوريك* وهو غير مستقرّ، ويتفكّك بسرعة مع تحرّر الأكسجين الأحادي. يمكن الحصول أيضاً على الأكسجين الأحادي مخبرياً من تفاعل الكلور في وسط قلوي من الماء الأكسجيني.[64]

$$NaOCl + H_2O_2 \longrightarrow NaCl + H_2O + {}^1\ O_2$$

الخواص الكيميائيّة [عدل]

الأكسجين نشيط كيميائياً وله تفاعليّة مرتفعة، بحيث أنّه لا يوجد في الشروط العادية على شكل عنصر حر، إنّما على شكل جزيئي. تتّسم تفاعلات الأكسجين أنّها تفاعلات أكسدة-اختزال، يقوم فيها الأكسجين باستقبال إلكترونين اثنين لتشكيل الأكسيد الموافق، بالتالي يصنّف العنصر ضمن المؤكسدات. يكون للشكل السائل من الأكسجين قوّة أكسدة أكبر من غاز الأكسجين، وهو الحال أيضاً مع الشكل الذرّي O، والذي يعدّ من المواد الأكّالة[؟]، بحيث أنّه على سبيل المثال، يسبّب تآكلاً للمركبات الفضائية عند المدار الأرضي المنخفض.[65]

يتفاعل الأكسجين الذرّي بشكل مباشر مع أغلب العناصر الكيميائيّة الأخرى، مع وجود استثناءات من اللافلزّات والفلزّات النبيلة. يمكن أن يتفاعل الأكسجين مع النتروجين تحت شروط خاصة مثل البرق في طبقات الجو أو داخل محرك الاحتراق الداخلي.[66] أمّا الفلور فيتفاعل مع الأكسجين فقط عند درجات حرارة منخفضة وتحت تفريغ كهربائي. بالمقابل فإنّ غاز الأكسجين يتفاعل ببطء شديد عند الشروط العاديّة من الضغط ودرجة الحرارة؛ يعود السبب في ذلك إلى أنّ التفاعل يحتاج إلى طاقة تنشيط مرتفعة والتي يمكن تجاوزها برفع درجة الحرارة أو باستخدام الأشعّة فوق البنفسجيّة أو باستخدام حفّاز ملائم. يلزم لبعض التفاعلات وجود آثار من جذر كيميائي حرّ، كما هو الحال في مخلوط هيدروجين وأكسجين الانفجاري، حيث تسهم في دور تحفيز التفاعل التسلسلي. من جهة أخرى، تشكّل الكثير من الفلزّات، مثل الألومنيوم والتيتانيوم، أثناء تفاعلها مع الأكسجين طبقة من الأكسيد على سطحها تقوم بدور مخمّل يمنع استمرار التفاعل، ممّا يحميها من التآكل.

الماء (H_2O) أشهر مركبات الأكسجين في الطبيعة

يمكن للأكسجين أن يتصرّف كيميائياً على هيئة ربيطة مع الفلزّات الانتقاليّة مشكّلاً معقّدات تناسقيّة ثنائيّة الأكسجين. يتضمّن هذا الصنف من المركّبات كلّ من بروتينات الهيم مثل الهيموغلوبين والميوغلوبين.[67]

التحليل الكيميائي [عدل]

التقليدي

يؤكسد الأكسجين المنحل أيونات المنغنيز الثنائي في المحاليل إلى المنغنيز بحالات أكسدة أعلى. يعدّ هذا التفاعل الكيميائي أساس اختبار فينكلر لتحديد كمّيّة الأكسجين المنحلّ، والذي يعتمد على إضافة فائض من اليود، والذي يقوم عند تحميض الوسط باختزال المنغنيز مرّة أخرى إلى المنغنيز الثنائي، ويتحرّر بذلك اليود الثنائي، والذي تحدّد كمّيّته باستخدام المعايرة اليوديّة باستخدام أيون ثيوكبريتات (ثيوسلفات)، ممّا يعطي بالتالي مؤشّراً على كمّيّة الأكسجين المنحلّة.[68]

الآلي

تستخدم حسّاسات الأكسجين (حسّاس لامدا) من أجل تحديد كمّيّة غاز الأكسجين في الوسط المحيط داخل محرّكات البنزين مثلاً وذلك لأعراض بيئيّة. لتحقيق ذلك يمرّر المزيج الغازي الصادر عن عادم السيارات عبر الحسّاس، والذي يكون على شكل أنبوب يحوي الإتريوم المطعّم بالزركونيا والمغلّف بالبلاتين على هيئة قطب إلكتروني. تؤدّي الضغوط الجزئيّة المختلفة للأكسجين إلى حدوث فرق كمون مختلف على الأقطاب الكهربائيّة، ممّا يمكّن من قياس نسبة الأكسجين بنسب تصل إلى بضعة أجزاء في المليون وذلك في مجالات مختلفة من درجات الحرارة تتراوح بين 300 °س إلى 1500 °س.[69][70][71]

يعتمد قطب كلارك على استخدام طرق أمبيريّة لتحديد تركيز الأكسجين المنحلّ.[72] يتكون القطب (المسرى) من مجموعة من أقطاب من البلاتين ومن الفضّة/كلوريد الفضّة Ag/AgCl الموجودة في وسط من كهرل مفصول بغشاء من التفلون عن العيّنة. يستطيع الأكسجين المنحل الانتشار والنفوذ عبر الغشاء إلى المحلول الكهرلي، وعند ذلك يمكن اختزاله في مجال جهد يتراوح بين −600 إلى -800 ميلي فولت في المهبط، بحيث تتناسب كمّيّة الأكسجين المنحلّ مع شدّة التيّار.[71]

يمكن تحديد كمّيّة الأكسجين بطرق بصريّة عن طريق الاعتماد على حقيقة أنّ الأكسجين يستطيع إخماد فلوريّة الجزيئات المثارة.[73] بالتالي أصبح من الممكن تطوير حسّاسات بصريّة تعتمد على مبدأ تخامد فلوريّة جزيئات خاصّة تصطنع كيميائيّاً من معقّدات تناسقيّة مصمّمة على ذرّة مركزيّة من فلزّات انتقاليّة مثل الروثينيوم Ru(II) والإريديوم Ir(II) والبلاتين Pt(II) والبالاديوم Pd(II) أما الربيطات فتكون من مشتقّات البيبيريدين والفينانثرولين والبورفيرين.[74] تغلّف تلك الحسّاسات ضمن شبكة بوليمرية، ويكفي لإثارة الحسّاس وجود مصدر ضوئي من ليزر أشباه الموصلات. تصل الدرجة الحدّيّة لقياس تركيز الأكسجين إلى 5 جزء في البليون حجماً.[75]

المركّبات الكيميائيّة [عدل]

يشكّل الأكسجين مركّبات كيميائيّة مع كافّة العناصر الكيميائيّة تقريباً ما عدا الغازات النبيلة التالية: الهيليوم والنيون والآرغون. للأكسجين كهرسلبيّة مرتفعة، لذلك فإنّ حالة الأكسدة -2 هي السائدة في أغلب مركّباته على شكل أكاسيد. لا يكون للأكسجين حالة أكسدة موجبة إلّا في المركّبات التي يرتبط فيها الأكسجين مع عنصر أكثر كهرسلبيّة منه، مثل الفلور، والذي يشكّل معه مركّب ثنائي فلوريد ثنائي الأكسجين O_2F_2 (حالة الأكسدة +1)، ومركّب ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2 (حالة الأكسدة +2). بما أنّ استقطاب الشحنة السالبة في المركّبات المذكورة يكون عند ذرّة الفلور، بالتالي فإنّ تلك المركّبات تصنّف ضمن الفلوريدات وليس ضمن الأكاسيد.

بالإضافة إلى مركّبات الأكاسيد، يوجد الأكسجين أيضاً في مركّبات أيونيّة على شكل فوق أكسيد O_2^{-2} (حالة أكسدة −1) و أكسيد فائق O_2^- (حالة أكسدة −1/2) وأوزونيد O_3^- (حالة أكسدة −1/3)، بالإضافة إلى كاتيون ثنائي أكسجينيل O_2^+.

تتعلّق نوعيّة الرابطة الكيميائيّة للأكسجين في مركّباته مع العنصر الشريك فيها، فهي إمّا أن تكون رابطة تساهميّة أو رابطة أيونيّة.

الأكاسيد [عدل]

يشكّل الأكسجين مركّبات الأكاسيد مع معظم العناصر الكيميائيّة تقريباً، وذلك بسبب الكهرسلبيّة المرتفعة للعنصر. يعدّ الماء H_2O أشهر مركّبات الأكسجين الكيميائيّة، وهو من الناحية الكيميائيّة أكسيد للهيدروجين. يرتبط الهيدروجين مع الأكسجين برابطة تساهميّة في جزيء الماء، ولكنّ الشحنة الكهربائيّة السالبة الموجودة على ذرّة الأكسجين من الزوج الإلكتروني الحرّ تؤدّي إلى تشكيل روابط هيدروجينيّة مع جزيئات ماء مجاورة،[76] ممّا يؤدّي إلى ترابط الذرّات واقترابها من بعضها البعض بنسبة تصل إلى 15% من أيّ سائل عادي تترابط ذرّاته بمجرد قوى فان دير فالس.[77]

تعدّ أكاسيد اللافلزّات من المركّبات واسعة الانتشار في الطبيعة ذات صفة تساهميّة، مثل أكاسيد الكربون (أحادي وثنائي أكسيد الكربون)، بالإضافة إلى أكاسيد النتروجين وأكاسيد الكبريت[؟].

أكسيد الألومنيوم

يكون نوع الرابطة الكيميائيّة بين الأكسجين والفلزّات المختلفة في الأكاسيد ذات صفة أيونيّة على الغالب. يتفاعل الأكسجين مع الفلزّات القلويّة والقلويّة الترابيّة ليعطي أكاسيد ذات صفات قاعديّة، مثل أكسيد الصوديوم Na_2O وأكسيد الكالسيوم CaO.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

مع ارتفاع رقم الأكسدة يكون لبعض الأكاسيد صفة مذبذبة (أمفوتيريّة)، يتفاعل المركّب مع كلّ من الأحماض والقواعد) مثل أكسيد الألومنيوم، في حين أنّ لبعض الأكاسيد صفة حمضيّة واضحة كما هو الحال مع أكسيد الكروم السداسي.

$$CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2CrO_4$$

توجد الكثير من الفلزّات في الطبيعة على هيئة أكاسيد، والتي تمثّل بالتالي المصدر الطبيعي لإنتاج وتعدين تلك الفلزّات. من أمثلة هذه المعادن في القشرة الأرضيّة كلّ من ثنائي أكسيد السيليكون SiO_2 (السيليكا) والموجود في صخور الغرانيت والكوارتز، وأكسيد الألومنيوم الموجود في صخور البوكسيت والكوروند، وأكسيد الحديد الثلاثي الموجود في الهيماتيت والصدأ.

هناك بعض الحالات التي لا يكون فيها الأكسجين في مركّباته حسب قياس اتحاديّة العناصر، حيث تبدي العناصر تكافؤاً مختلفاً عند اتّحادها مع الأكسجين، وتعرف تلك المركّبات باسم دون الأكاسيد، ومن أمثلتها دون أكسيد البورون ودون أكسيد الكربون.

مركّبات الرابطة O-O [عدل]

يستطيع الأكسجين تشكيل مركّبات عدّة حاوية على الرابطة أكسجين-أكسجين O-O مثل مركّبات فوق الأكاسيد والأكاسيد الفائقة والأوزونيد. لفوق الأكاسيد مثل الماء الأكسجيني (فوق أكسيد الهيدروجين) بنية حاوية على الأيون O_2^{-2}، ويكون الأكسجين برقم أكسدة مقداره -1. نتيجة الانفصام السهل للرابطة O-O تستطيع مركّبات فوق الأكاسيد تشكيل جذور كيميائيّة بشكل سهل، وهي مركّبات مؤكسدة قويّة وتستخدم كمواد قاصرة.

يكون للأكسجين حالة أكسدة مقدارها −½ في الأكاسيد الفائقة، والتي تحتوي على أنيون O_2^-، وهي تعدّ من أنواع الأكسجين التفاعليّة. من أمثلة تلك المركّبات كلّ من فائق أكسيد الصوديوم وفائق أكسيد البوتاسيوم وفائق أكسيد الليثيوم. أمّا الأوزونيدات فهي مركّبات مشتقّة من الأوزون وتحوي في بنيتها على الأنيون O_3^-. يوجد هناك أملاح من مركّبات أوزونيد، بالإضافة إلى مركّبات أوزونيد عضويّة، والتي تتشكّل من تفاعل إضافة الأوزون إلى الألكينات.

الهيدروكسيدات [عدل]

تمثّل مركّبات الهيدروكسيد مجموعة واسعة من مركّبات الأكسجين، والحاوية على الهيدروجين أيضاً في تركيبها. للهيدروكسيدات طبيعة أيونيّة في الغالب، وذلك لوجود أيون هيدروكسيد فيها، ومن أشهر أمثلتها هيدروكسيد الصوديوم NaOH وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

الأحماض الأكسجينيّة [عدل]

يحصل على الأحماض الأكسجينيّة من أكاسيد اللافلزّات وأكاسيد الفلزّات ذات أرقام الأكسدة العليا مع الماء (الأكاسيد الحمضيّة). من أمثلة تلك الأحماض كل من حمض الكبريتيك وحمض النتريك.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

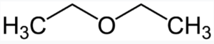
عادة ما تزداد قيمة ثابت تفكّك الحمض بازدياد عدد ذرّات الأكسجين فيه.

مركّبات الأكسجين العضويّة [عدل]

يمثّل الأكسجين بالإضافة إلى الكربون والهيدروجين والنتروجين والكبريت أحد أهمّ العناصر في الكيمياء العضويّة، حيث يدخل في تركيب العديد من المجموعات الوظيفيّة، والتي تشكّل الوحدات البنائيّة المميزة للمركّبات العضويّة.

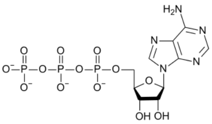
يمكن للأكسجين أن يرتبط مع الكربون إمّا على هيئة رابطة أحاديّة كما هو الحال في مركّبات الإيثر، أو على هيئة رابطة مضاعفة كما هو الحال في مركّبات الكربونيل.

هناك أصناف عدّة من مركّبات الأكسجين العضويّة وهي تشمل:



ثنائي إيثيل الإيثر

- الكحولات: وهي مركّبات عضويّة تحوي على مجموعة الهيدروكسيل الوظيفيّة -HO، ويرتبط فيها الكربون مع الأكسجين برابطة أحاديّة. أبسط مركّبات الكحولات وأشهرها هي الميثانول CH_3OH والإيثانول C_2H_5OH.
- الفينولات: وهي مركّبات عضويّة حاوية على مجموعة هيدروكسي على الأقل متّصلة بحلقة عطريّة.
- الإيثرات: وهي مركّبات عضويّة تحوي على رابطة -O- المؤلّفة من ذرّة أكسجين مرتبطة برابطة أحاديّة مع ذرتي كربون على طرفيها. أشهر مركّبات الإيثر هو ثنائي إيثيل الإيثر C_2H_5-O-C_2H_5.
- الألدهيدات: وهي مركّبات عضويّة تحوي على المجموعة الوظيفيّة R–CHO، حيث يمثّل R الباقي العضوي، أمّا CHO فتكون على شكل مجموعة كربونيل طرفيّة، يرتبط فيها الكربون الطرفي مع ذرّة هيدروجين. أشهر مركّبات الألدهيد وأبسطها هو فورمالدهيد HCOH.
- الكيتونات وهي مركّبات عضويّة حاوية على مجموعة كربونيل وظيفيّة غير طرفيّة R–CO–R، تربط بين باقيين عضويّين في المركّب. يعدّ الأسيتون من أمثلة الكيتونات الشهيرة.



يشكّل الأكسجين أكثر من 40% من الكتلة المولية لجزيء ATP الحامل للطاقة في بعض الكائنات الحيّة.

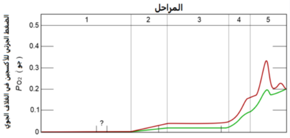
- الأحماض الكربوكسيليّة وهي مركّبات عضويّة حاوية على مجموعة الكربوكسيل –R COOH الوظيفيّة. ومن أشهر أمثلة تلك الأحماض كل من حمض الفورميك HCOOH وحمض الخليك CH_3COOH.
- الإسترات: وهي مركّبات عضويّة حاوية على مجموعة الإستر الوظيفيّة R–CO–O–R، وهي ناتجة عن تفاعل حمض كربوكسيلي مع كحول، ومن أمثلتها أسيتات الإيثيل.
- بلاماء الحمض (الأنهيدريدات) وهي مركّبات عضويّة ناتجة عن نزع جزيء ماء من جزيئتي حمض كربوكسيلي، حيث أنّ لها الصيغة العامّة R-CO-O-CO-R. من أمثلة هذه المركّبات بلاماء حمض الخليك.
- الأميدات: وهي مركّبات عضويّة لها الصيغة العامة R-C(O)-NR، ومن أمثلتها مركب ثنائي ميثيل فورماميد $(CH_3)_2NC(O)H$ وأسيتاميد CH_3CONH_2.

توجد أيضاً مركّبات عضويّة أخرى للأكسجين مثل المركّبات الحلقيّة غير المتجانسة مثل الفوران ورباعي هيدرو الفوران و1،4-ديوكسان.

هناك العديد من المركّبات العضويّة الحاوية على الأكسجين في تركيبها والتي لها دور حيوي كبير مثل السكريّات والدهون والأحماض الدهنيّة والأحماض الأمينيّة والبروتينات، بالإضافة إلى مركّبات الفوسفات العضويّة والتي تدخل في تركيب الجزيئات الحاملة للطاقة مثل ثلاثي فوسفات الأدينوسين ATP وثنائي فوسفات الأدينوسين ADP.

الدور الحيوي [عدل]

التشكّل في الغلاف الجوّي [عدل]



رسم بياني لمراحل تشكّل غاز الأكسجين O_2 في الغلاف الجوّي للأرض، يمثّل الخطّ الأحمر القيم التقديريّة العظمى لضغط الأكسجين الجزئي في الغلاف الجوّي، في حين أنّ الأخضر يمثّل القيم التقديريّة الدنيا. المراحل: 1) لا يوجد إنتاج لغاز الأكسجين O_2 في الغلاف الجوّي للأرض؛ 2) إنتاج لغاز الأكسجين O_2، لكنّ الكمّيّة المنتجة تمتصّ في المحيطات؛ 3) بداية تحرّر كمّيّات من الأكسجين من المحيطات، لكنها تمتصّ من قبل المسطّحات الأرضيّة، بالإضافة إلى بداية تشكّل طبقة الأوزون؛ 4–5) امتلاء خزّانات الأكسجين وبداية تجمّع غاز الأكسجين في الغلاف الجوّي.

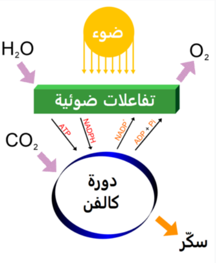
لم يكن غاز الأكسجين الحر O_2 موجوداً في الغلاف الجوّي للأرض عند بداية تشكّله، وذلك قبل حوالي 3.5 بليون سنة، أي قبل وجود الحياة البدائية على سطح الأرض مثل البكتيريا القديمة. ظهر الأكسجين الحرّ بكمّيّات جيّدة أثناء حقبة الطلائع القديمة قبل فترة زمنيّة تتراوح بين 2.7 إلى 2.3 بليون سنة مضت.[78] في البليون سنة الأولى كانت كمّيّات الأكسجين المنتجة من المتعضّيات الحيّة البسيطة تتّحد مع مصهور الحديد في المحيطات من أجل تشكيل حزم من خامات الحديد في طبقات الأرض. بعد انتهاء تلك المرحلة وتشبّع المحيطات، بدأ الأكسجين الحرّ بالانطلاق من تلك الخزّانات لتصل إلى نسبة 10% من القيمة الحاليّة للأكسجين قبل حوالي 1.7 بليون سنة مضت.[79][78]

منذ بداية حقبة العصر الكامبري منذ 540 مليون سنة مضت، ارتفعت مستويات غاز الأكسجين O_2 في الغلاف الجوّي إلى نسب تتراوح بين 15% و 30% حجماً.[80] إلى نهاية العصر الفحمي قبل حوالي 300 مليون سنة وصلت مستويات O_2 في الغلاف الجوّي إلى نسبة أعظميّة تبلغ 35% حجماً،[80] والتي لربما ساهمت في تكوين الأحجام الكبيرة من الحشرات والبرمائيات في ذلك الوقت.[81]

ساهمت التباينات في نسبة الأكسجين في الغلاف الجوّي في تحديد شكل المناخ في الحقبات والعصور الموافقة. عند تناقص نسبة الأكسجين في الجوّ تقلّ كثافة الغلاف الجوّي، ممّا يرفع من تبخّر مياه المسطّحات المائيّة، فتزداد بالتالي نسبة الهطولات، ممّا يؤدّي إلى الوصول إلى درجات حرارة أكثر دفئاً.[82] حسب المعدّل الحالي من التركيب الضوئي، فإنه يلزم حوالي 2000 سنة لإعادة توليد كافة كمّيّة غاز الأكسجين O_2 في

الغلاف الجوّي الحالي.[83]

التركيب الضوئي والتنفّس الخلوي [عدل]



تمثيل بسيط لعمليّة التركيب الضوئي.

كان شكل الحياة السائد على الأرض قبل فترة تكون الأكسجين في الغلاف الجوّي هو الكائنات اللاهوائيّة، والتي يمكن أن تكون قد انقرضت كمّيّات كبيرة منها عندما أصبحت نسبة الأكسجين في الغلاف الجوّي مرتفعة. على سبيل المثال، إنّ الأكسجين سامّ بالنسبة للبكتيريا اللاهوائيّة الإجباريّة، والتي كانت هي الشكل السائد على الأرض إلى أن بدأ الأكسجين في التجمّع في الغلاف الجوّي للأرض قبل حوالي 2.5 بليون سنة خلال عمليّة الأكسجة العظيمة، أي بعد حوالي بليون سنة من ظهور تلك المتعضيّات.[84][85] يتيح التنفّس الخلوي باستخدام الأكسجين O_2 إنتاج كمّيّات أكبر من الجزيئات الحاملة للطاقة مثل ATP بالمقارنة مع التنفّس اللاهوائي.[86] يحدث التنفّس الخلوي للأكسجين في جميع حقيقيّات النوى بما فيها المتعضيّات المعقّدة من نباتات وحيوانات وصولاً للإنسان.

ينتج الأكسجين الحر في الطبيعة على شكله الجزيئي O_2 من عمليّة التركيب الضوئي والتي تتضمّن عمليّة تفكّك ضوئي لجزيئات الماء. تشير بعض التقديرات إلى أنّ حوالي 70% من الأكسجين الحرّ الموجود في الأرض ينتج من الأشنيّات الخضراء والزراق الموجودة في البيئة البحريّة، في حين أنّ الباقي هو من النباتات الموجودة على اليابسة،[87] في حين أنّ تقديرات أخرى تشير إلى أنّ المحيطات تساهم بحوالي 45% من الأكسجين الجوّي سنوياً.[88]

يمكن تمثيل عمليّة التركيب الضوئي بالصيغة العامّة التاليّة:[89]

$$CO_2 + 6\,H_2O + h\nu \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

تحدث عملية التركيب الضوئي في البلاستيدات الخضراء في النباتات، وتتطلّب لحدوثها طاقة أربع فوتونات، وتتمّ العمليّة في عدّة خطوات، والتي تكون نتيجتها تشكيل بروتون عبر الأغشية الخلويّة لاصطناع ثلاثي فوسفات الأدينوسين (ATP) عن طريق الفسفرة الضوئيّة.[90] يتحرر جزيء O_2 المتبقي بعد أكسدة جزيء الماء وينطلق إلى الهواء المحيط.

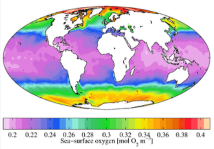
إنّ الأكسجين الجزيئي O_2 ضروري من أجل التنفّس الخلوي في كافّة الكائنات الهوائيّة. يستخدم الأكسجين داخل الجسم الحيّ في المتقدّرات الخلويّة لإنتاج جزيئات ATP خلال الفسفرة التأكسديّة بعمليّة معاكسة للتركيب الضوئي، حيث يستخدم الأكسجين في تفاعل حرق السكر لإنتاج الطاقة. إنّ تفاعل إدخال الأكسجين في تركيب منتجات الاستقلاب يتمّ عادة بوساطة إنزيميّة من إنزيمات أكسجيناز وذلك أثناء تقويض الغذاء داخل جسم الإنسان.

ينتشر الأكسجين في الفقاريّات عبر الأغشية في الرئتين إلى خلايا الدمّ الحمراء. يرتبط الأكسجين مع الهيموغلوبين (خضاب الدم) مغيّراً لونه من الأحمر المزرقّ إلى الأحمر القانئ،[49] وفي نفس الوقت يتحرّر CO_2 من كريّات الدمّ نتيجة تأثير بور. أمّا اللافقاريّات فمنها من يستخدم الهيموسيانين لعمليّة نقل الأكسجين مثل الرخويّات وبعض مفصليّات الأرجل، والبعض الآخر يستخدم هيميرثرين مثل العناكب.[26] يستطيع ليتر من الدمّ في جسم الإنسان أن يحلّ 200 سم^3 من الأكسجين الجزيئي O_2.[26] يتركّز الأكسجين في الجهاز التنفسي، حيث يمكن التعبير عن تركيزه في الدمّ باستخدام الضغط الجزئي.[91]

الضغط الجزئي للأكسجين في جسم الإنسان (PO_2)

الوحدة	ضغط الغاز في الحويصلات الرئويّة	أكسجين الدمّ الشرياني	أكسجين الدمّ الوريدي
كيلو باسكال kPa	14.2	11[92]-13[92]	4.0[92]-5.3[92]
مليمتر زئبق mmHg	107	75[93]-100[93]	30[94]-40[94]

الحياة المائيّة [عدل]



كمّيّة الأكسجين الجزيئي المنحلّ في مياه البحر، وهي متعلّقة بدرجة الحرارة.

ينحلّ الأكسجين الجزيئي O_2 في مياه المحيطات، وتزداد تلك الانحلاليّة بانخفاض درجة الحرارة، ولهذه الخاصيّة أهمّيّة حيويّة على الحياة الحيوانيّة في المحيطات، وخاصّة بالقرب من المناطق القطبيّة، والتي تقدّم دعماً للكثير من الكائنات الحيّة التي يتكاثر نموّها كنتيجة لارتفاع محتوى الأكسجين.[95]

إن الماء الملوّث بالمغذّيات النباتيّة مثل النترات أو الفوسفات يمكن أن يعزّز من نموّ الطحالب في عمليّة تدعى باسم التتريف، والتي تكون نتائجها سلبيّة، إذ أن تحلّل هذه المتعضيّات والمواد الحيويّة الأخرى يمكن أن يخفّض من كمّيّة الأكسجين المنحلّ في الأجسام المائيّة الحادثة فيها تلك الظاهرة. يمكن التحقّق من جودة المياه وفق هذا المنظور باستخدام تحليل طلب الأكسجين الكيميائي الحيوي، أو من كمّيّة الأكسجين الجزيئي اللازمة لإعادته إلى التراكيز الطبيعيّة.[96]

الاستخدامات [عدل]

التطبيقات الطبّيّة [عدل]

جهاز توليد الأكسجين في منزل مريض مصاب بداء الانسداد الرئوي المزمن.

بما أنّ الأكسجين هو أساس عملية التنفّس الخلوي عند الإنسان، لذلك فإنّ استخدام الأكسجين في التطبيقات الطبّيّة أمر بالغ الأهميّة. يعدّ العلاج بالأكسجين أحد الوسائل المستخدمة لعلاج عدد من الأمراض الرئويّة مثل داء الانسداد الرئوي المزمن وذات الرئة، ولبعض أمراض القلب، ولأيّ مرض يتطلّب وجود حاجة لأخذ الأكسجين الغازي من أجل تجنّب حدوث حالة نقص التأكسج.[97][98]

على هذا الأساس يزوّد المصابين بكمّيّات إضافيّة من الأكسجين في حالات الإسعاف والحالات الحرجة.[98] من جهة أخرى، وحسب توصيات منظّمة الصحّة العالميّة فإنّ استنشاق الأكسجين يعدّ أحد الوسائل الملائمة لعلاج نوبات الصداع العنقودي.[99] يمكن مراقبة كمّيّة الأكسجين في الدمّ عن طريق قياس التأكسج أو عن طريق قياس نسبة غازات الدم الشرياني.[100]

يستخدم التطبيب بالضغط العالي حجرات خاصة تدعى باسم حجرة الضغط العالي، والتي تقوم بتزويد ضغوط جزئية مرتفعة من غاز الأكسجين O_2 يوضع فيها المريض المحتاج للعلاج، وأحياناً الطاقم الطبي عند اللزوم.[101] يستخدم هذا الأسلوب لعلاج حالات مرضيّة مثل التسمّم بأحادي أكسيد الكربون والغنغرينا الغازيّة (أو الموات الغازي) ومرض تخفيف الضغط.[102] في حالة التسمّم بأحادي أكسيد الكربون مثلاً، يفيد رفع تراكيز غاز الأكسجين O_2 في الرئتين بإزاحة أحادي أكسيد الكربون من مجموعة الهيم في الهيموغلوبين.[103][104] أمّا في حالة الغنغرينا الغازيّة، يكون غاز الأكسجين ساماً للبكتريا اللاهوائيّة المسبّبة للمرض، بالتالي فإنّ زيادة الضغط الجزئي للأكسجين يساعد في التخلّص منها.[105][106] من جهة أخرى، فإنّ زيادة تراكيز الأكسجين في دمّ المصابين بمرض تخفيف الضغط يعدّ جزءاً من علاج ذلك المرض، والذي يحدث للغوّاصين الذين لا يقومون بخفض تدريجي للضغط، ممّا يؤدي إلى تشكّل فقاعات من غازات خاملة من النتروجين والهيليوم داخل الدمّ، ممّا يؤثّر على انحلاليّة الأكسجين في الدمّ.[97][107][108]

يتطلّب العلاج بالأكسجين وجود تجهيزات ومصادر تزوّد بالأكسجين، وعادة ما يتمّ الأمر بشكل أسطوانات من غاز الأكسجين على هيئة خيمة أكسجين، والتي استبدلت في الوقت الحالي في المستشفيات ومراكز العلاج بأقنعة الأكسجين، والتي يمكن أن توضع على هيئة كمّامة أو قنوات أنفية موصولة بجهاز التنفّس الاصطناعي.[109] قد تتطلّب بعض الحالات إدخال الأكسجين عبر أنبوب تنفسي يدخل إلى الرغامى عبر شقّ في مقدّمة العنق.[98]

غاز التنفّس [عدل]

التزويد بضغط منخفض من غاز الأكسجين النقي أحد أهمّ مكوّنات بذلة الفضاء.

إنّ الأهميّة الحيويّة للأكسجين تجعله من المكوّنات الهامّة لأجهزة دعم الحياة في التطبيقات التي يدخل فيها الأكسجين على شكل غاز التنفس وذلك في مجالات عدّة.

يحتاج روّاد الفضاء إلى غاز الأكسجين في رحلاتهم، ويتمّ التزويد بالأكسجين في بذلات الفضاء على شكل غاز يحيط جسمهم بالهواء المضغوط، والذي يكون فيه ضغط الأكسجين مخفّفاً بحوالي ثلث قيمة الضغط النظامي، وذلك بشكل يضمن وجود ضغط جزئي طبيعي من غاز الأكسجين O_2 في مجرى الدمّ لديهم.[110][111]

يعتمد الغوّاصون وطاقم الغوّاصات على التزوّد بالأكسجين المولّد صناعياً من أجل تأمين غاز للتنفّس، والذي يكون غالباً على شكل مزيج من الأكسجين والهواء تحت الضغط النظامي. يستخدم الأكسجين النقي أو القريب من النقاوة الكاملة في الغوص[؟] من أجل تسريع عملية تخفيف الضغط في الأعماق الضحلة عند نهاية الغوص الاحترافي أو الغوص التقني، وهو آمن للاستخدام لأعماق تصل إلى 6 أمتار (العمق الأعظمي للاستخدام بالشكل النقي) وذلك من أجل حالات تخفيف الضغط أو لإسعاف المصابين من الغوّاصين في حالات الطوارئ عند تلك الأعماق.[112][113] يلزم تمديد غاز الأكسجين بغازات خاملة مثل النتروجين والهيليوم من أجل الغوص لأعماق أكبر، وذلك لتجنّب حدوث التسمّم بالأكسجين.[112]

تزوّد طائرات الرحلات باحتياطي من غاز الأكسجين O_2، والذي يؤمّن تلقائياً في حال حدوث انخفاض في ضغط الحجرة. يؤدّي الانخفاض المفاجئ في الضغط إلى تفعيل أجهزة توليد الأكسجين فوق كل مقعد، حيث تنسدل أقنعة الأكسجين من الأعلى. عند سحب الأشرطة التي تسمح بتدفّق الأكسجين، يتحرّر مسحوق من الحديد إلى محلول من كلورات الصوديوم داخل عبوة موجودة في القناع، بحيث يسمح التفاعل الكيميائي الناشر للحرارة بتوليد الأكسجين.[96]

تطبيقات صناعية [عدل]

معظم غاز الأكسجين O_2 المنتج تجارياً يستخدم من أجل صهر خامة الحديد وإنتاج الفولاذ.

يستخدم حوالي 55% من غاز الأكسجين O_2 المنتج تجارياً من أجل صهر خام الحديد إلى فولاذ.[96] يحقن غاز الأكسجين عبر ماسورة ضغط مرتفع إلى مصهور الحديد من أجل إزالة شوائب الكبريت والفائض من الكربون، وذلك على شكل الأكاسيد الموافقة SO_2 و CO_2 على الترتيب. إنّ تفاعلات الأكسدة تلك ناشرة للحرارة، لذلك تزداد درجات الحرارة إلى 1700 °س.[96]

تستهلك الصناعات الكيميائيّة حوالي 25% من إنتاج الأكسجين التجاري.[96] يفاعل الإيثيلين مع غاز الأكسجين O_2 لإنتاج أكسيد الإيثيلين، والذي يحوّل بدوره إلى غليكول الإيثيلين، والذي يعدّ من المواد المهمّة جدّاً كمادّة أوّليّة في صناعة اللدائن والأنسجة.[96]

أمّا 20% المتبقيّة من الأكسجين المنتج تجارياً فهي تستهلك في مجالات عدّة منها التطبيقات الطبّيّة، وكمادّة مؤكسدة في وقود الصواريخ، بالإضافة إلى استخدامه في مجال معالجة المياه.[96] يستخدم الأكسجين أيضاً في مجال اللحام بالغاز، حيث يؤدّي إحراق غاز الأسيتيلين بالأكسجين إلى إصدار لهب مرتفع درجة الحرارة، يسهم في عملية قطع التركيبات المعدنيّة عند تمرير كمّيّات كبيرة من غاز الأكسجين.[114]

متفرّقات [عدل]

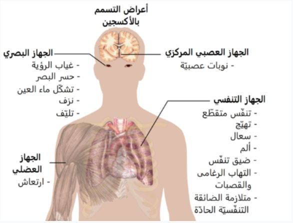
منذ منتصف تسعينات القرن العشرين انتشر في اليابان والولايات المتّحدة الأمريكيّة حانات تزوّد روادها بكميات إضافية من الأكسجين بغرض الاستجمام مقابل أجر معين.[115] كما درج استنشاق كميات إضافية من الأكسجين عند الرياضيين في بعض الرياضات مثل كرة القدم الأمريكيّة بهدف تعزيز الأداء. إن الأثر الفيزيولوجي لمثل هذه الأمور محل شك، حيث يعتقد في أغلب الأحيان أنّ ذلك الأمر يعود إلى تأثير البلاسيبو (الغفل).[115]

المخاطر [عدل]

إن معيار الرابطة الوطنية للوقاية من الحرائق رقم 704 يقوم بتقييم غاز الأكسجين المضغوط كغير خطر على الصحة وغير قابل للإشتعال وغير متفاعل ولكن مؤكسِد. تم إعطاء الأكسجين السائل المجمد (LOX) تصنيف خطر على الصحة تقييم 3 (وذلك لأنه يزيد خطر فرط التأكسج بتفاعله والتي مصدرها من الأبخرة الكثيفة، وأيضاً من أجل الخطر الشائع للسوائل المبردة مثل الإصابة بقضمة الصقيع)، وجميع التقييمات الأخرى هي متماثلة كنموذج الغاز المضغوط.

سمّيّة الأكسجين [عدل]

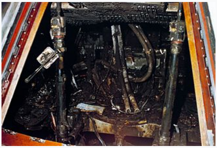
لتفاصيل أكثر عن هذا الموضوع، انظر **تسمم بالأكسجين**.



الأعراض الرئيسية للتسمّم بالأكسجين.[116]

يمكن أن يكون غاز الأكسجين O_2 ساماً عند ضغوط جزئيّة مرتفعة، الأمر الذي قد يؤدّي إلى حدوث اختلاجات ومشاكل صحّيّة أخرى.[112][117] تبدأ ظاهرة التسمّم بالأكسجين بالظهور عند ضغوط جزئيّة أعلى من 50 كيلوباسكال، والتي تعادل نسبة من الأكسجين مقدارها 50% في الشروط العاديّة، أي حوالي 2.5 مرة من القيمة الطبيعيّة عند مستوى سطح البحر. لذلك فإنّ نسبة الأكسجين في تطبيقات غاز التنفس بالنسبة للمستشفيات أو بذلات الفضاء عادةً ما تكون حوالي 30 كيلوباسكال.[5]

أمّا بالنسبة للغوص، فإنّ احتماليّة وقوع حالات تسمّم بالأكسجين تكون مرتفعة، إذ أنّ التنفّس المطوّل لمزيج من الهواء يحوي على ضغط جزئي من الأكسجين يتجاوز 60 كيلوباسكال يمكن أن يؤدّي إلى حدوث تليّف رئوي.[118] إنّ التعرّض إلى ضغوط جزئيّة من الأكسجين تتجاوز 160 كيلوباسكال (حوالي 1.6 جو) يمكن أن يؤدّي إلى اختلاجات مميتة. يمكن أن تحدث حالة حادّة من التسمّم بالأكسجين عند الغوّاصين في حال تنفّس مزيج من الهواء الطبيعي (نسبة الأكسجين 21%) عند أعماق تصل إلى 66 م أو أكثر، ويمكن أن يحدث الأمر نفسه عند تنفّس الأكسجين النقي 100% عند عمق 6 أمتار أو أكثر.[118][119][120][121]



الجزء الداخلي من جهاز تحكّم في أحد أقسام مركبة أبولو 1 وقد بدت عليه آثار التفحّم جرّاء انفجار سبّبه وجود الأكسجين بضغوط مرتفعة.[122]

الانفجار ومخاطر أخرى [عدل]

إنّ وجود الأكسجين بتراكيز مرتفعة قد يكون سبباً لحدوث مخاطر الانفجار.[123] يعود هذا الأمر ليس إلى الأكسجين نفسه، فهو غير قابل للاشتعال، إنّما للطبيعة المؤكسدة لهذا الغاز، بحيث أنّ وجوده بالقرب من وقود قابل للاشتعال يمكن أن يؤدّي إلى حدوث انفجارات عند وجود شرارة أو مصدر حراري.[123] ينطبق هذا الأمر نفسه على المواد المؤكسدة ذات المحتوى العالي من الأكسجين مثل فوق الأكاسيد والكلورات وفوق الكلورات (البيركلورات) والنترات وثنائي الكرومات، لأنّها قادرة على تحرير الأكسجين.

يجب توخّي الحذر والالتزام بشروط السلامة عند نقل وتخزين الأكسجين السائل، وذلك من أجل التقليل من مخاطر الانفجار.[123] بالإضافة إلى ذلك، فإنّ انسكاب الأكسجين السائل وامتصاصه من مواد عضويّة مثل الخشب أو الأسفلت يمكن أن يسبّب حدوث انفجار صاعق لتلك المواد بشكل غير متوقّع عند تعرّضها لصدمات ميكانيكيّة متتاليّة.[123] كما هو الحال مع باقي السوائل ذات التبريد العميق، فإنّ هناك مخاطر حدوث عضّة برد للجلد أو العينين.

اقرأ أيضاً [عدل]

- أكسجين سائل
- الأكسدة

المصادر [عدل]

- Cook, Gerhard A.; Lauer, Carol M. (1968). "Oxygen". In Clifford A. Hampel (المحرر). *The Encyclopedia of the Chemical Elements*. New York: Reinhold Book Corporation. صفحات 499–512. LCCN 68-29938.
- Emsley, John (2001). "Oxygen". *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. Oxford, England, UK: Oxford University Press. صفحات 297–304. ISBN 0-19-850340-7.
- Raven, Peter H.; Evert, Ray F.; Eichhorn, Susan E. (2005). *Biology of Plants* (الطبعة السابعة). New York: W.H. Freeman and Company Publishers. صفحات 115–27. ISBN 0-7167-1007-2.

المراجع [عدل]

1. ^ Jastrow, Joseph (1936). *Story of Human Error*. Ayer Publishing. صفحة 171. ISBN 0-8369-0568-7. مؤرشف من الأصل في 21 أبريل 2020.
2. ↑ أ ب ت ث Cook, Gerhard A.; Lauer, Carol M. (1968). "Oxygen". In Clifford A. Hampel (المحرر). *The Encyclopedia of the Chemical Elements*. New York: Reinhold Book Corporation. صفحة 499. LCCN 68-29938.
3. ↑ أ ب *Britannica* contributors (1911). "John Mayow". *Encyclopaedia Britannica* (الطبعة الحادية عشر). مؤرشف من الأصل في 17 فبراير 2020.

63. ^ Hirayama, Osamu; Nakamura, Kyoko; Hamada, Syoko; Kobayasi, Yoko (1994). "Singlet oxygen quenching ability of naturally occurring carotenoids". *Lipids*. Springer. **29** (2): 149–50. doi:10.1007/BF02537155. PMID 8152349.
64. ^ Lechtken, Peter (1974), *Singulett-Sauerstoff - Chemie in unserer Zeit*, صفحات 11–16
65. ^ "Atomic oxygen erosion". مؤرشف من الأصل في 13 يونيو 2007. اطلع عليه بتاريخ August 8,

وصلات خارجية [عدل]

في كومنز صور وملفات عن: أكسجين

- العناصر على الشبكة - الأكسجين
- الأكسجين أساسي
- سمية الأكسجين
- خواص واستخدامات الأكسجين (O_2)

ضبط استنادي	BNE: XX534245 · BNF: cb11977353d (data) · GND: 4051803-6 · LCCN: sh85096329 · NDL: 00570181
التصنيفات الطبية	***MeSH ID***: D010100
المعرفات الخارجية	***BNE ID***: XX534245 · ***JSTOR ID***: oxygen-partial-pressure · ***NALT ID***: 8381 · ***BNCF***: 607
معرفات كيميائية	***E number***: E948 · ***KEGG ID***: C00007 · ***ChEBI ID***: 25805 · ***ChemSpider ID***: 140526 · ***ATC code***: V03AN01

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الكيمياء** **بوابة طب**

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 30 ديسمبر 2015 (قارن بالنسخة الحالية • صفحة النقاش • صفحة التصويت)

تصنيفات: أكسجين | تخفيف الضغط | عناصر كيميائية | غازات التنفس | كالكوجينات | لافلزات ثنائية الذرة | مؤكسدات | مواد كيميائية تستخدم في طب الطوارئ

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 8 مارس 2021، الساعة 00:18.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

غير مسجل للدخول نقاش مساهمات إنشاء حساب دخول

مقالة نقاش اقرأ عدل تاريخ ابحث في ويكيبيديا

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

فلور

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر فلور (توضيح).

الفلور هو عنصر كيميائي رمزه **F** وعدده الذرّي 9، ويكون على هيئة غاز ثنائي الذرة F_2 له لون أصفر شاحب في الظروف القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة، وهو غاز سام ذو تأثير سلبي على الكائنات الحيّة. يقع عنصر الفلور على رأس مجموعة الهالوجينات في الجدول الدوري، وهو ذو نشاط كيميائي كبير، إذ أنّه أكثر عناصر الجدول الدوري كهرسلبية، ويشكّل مركّبات كيميائية مع أغلبها، حتى مع بعض الغازات النبيلة؛ وتسمّى أملاح عنصر الفلور باسم الفلوريدات.

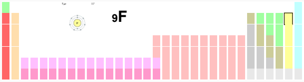
يقع عنصر الفلور في المرتبة 13 من بين العناصر الكيميائية بالنسبة لوفرته في كوكب الأرض، وفي المرتبة 24 بالنسبة لوفرته في الكون. يعدّ معدن الفلوريت مصدر التعدين الأساسي للفلور، إذ يستحصل عليه من خلال عملية التحليل الكهربائي؛ ومن المعادن الحاوية على عنصر الفلور أيضاً معدن الكريوليت النادر، والذي يستخدم في علم الفلزات كصهيرة من أجل تخفيض نقطة انصهار الفلزّات أثناء التعدين. يستطيع الفلور تشكيل عدد كبير من الفلوريدات اللاعضوية والعضوية، والتي لها العديد من التطبيقات الصناعية المهمّة.

تعدّ الفلوريدات العضوية من المواد الثابتة ضد التحلّل الحيوي لذلك تصنّف ضمن الغازات الدفيئة التي تسبّب الاحتباس الحراري. بالمقابل يفيد أيون الفلوريد في مقاومة نخر الأسنان، لذلك يضاف بكمّيات قليلة إلى تركيب معاجين الأسنان بالإضافة إلى ملح الطعام وماء الشرب في بعض البلدان.

محتويات [أخفِ]

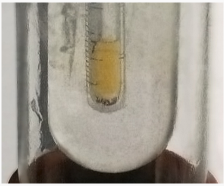
1 التاريخ وأصل التسمية
1.1 الاكتشافات الأولية
1.2 عزل العنصر
1.3 استخدامات لاحقة
2 الوفرة الطبيعية
2.1 في الكون
2.2 على الأرض
3 الإنتاج والتحضير
3.1 الإنتاج الصناعي
3.2 التحضير المخبري
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 البنية الجزيئية
6 الخواص الكيميائية
6.1 التفاعلات
6.2 المركّبات الكيميائية
6.2.1 مع الهيدروجين
6.2.2 مع الفلزّات
6.2.3 مع اللافلزّات وأشباه الفلزّات
6.2.4 مع الغازات النبيلة
6.2.5 كيمياء الفلور العضوية

نيون → **فلور** ← أكسجين



المظهر

غاز أصفر شاحب اللون



الفلور السائل عند درجات حرارة منخفضة جداً.

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	فلور، 9، F
تصنيف العنصر	هالوجين
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 2، p
الكتلة الذرية	18.9984032 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2 2s^2 2p^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 7 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 1.7 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	1.505 [1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	53.53 ك، −219.62 [2] °س
نقطة الغليان	85.03 ك، −188.12 [2] °س
نقطة ثلاثية	53.48 كلفن (-220°س)، 90 [2] كيلوباسكال
النقطة الحرجة	144.13 [2] ك، 5.172 [2] ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(F_2) 0.510 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(F_2) 6.51 [3] كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(F_2) 31.304 [1] جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Asturianu
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Magyar
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 145
عدل الوصلات

6.3 الكشف عن الفلوريد
7 الدور الحيوي
7.1 في الإنسان
7.2 في الكائنات الأخرى
8 الأثر البيئي
9 الاستخدامات
9.1 التطبيقات الصناعية
9.1.1 غاز الفلور
9.1.2 الفلوريدات اللاعضوية
9.1.3 مركبات الفلور العضوية
9.2 التطبيقات الطبية
9.2.1 العقاقير الصيدلانية
9.2.2 التصوير المقطعي PET
9.2.3 حمل الأكسجين
10 المخاطر
11 المراجع
11.1 المصادر مرتبة أبجديا
12 وصلات خارجية

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	38	44	50	58	69	85

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	−1 (يؤكسد الأكسجين)
الكهرسلبية	3.98 [4] (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1681.0 [5] كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 3374.2 [5] كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 6050.4 [5] كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	64 [6] بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	135 [7] بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري مكعب
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة [8][9]
الناقلية الحرارية	25.9 [10] ميلي واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7782-41-4 [4]
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الفلور	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{18}F	مصطنع	109.77 دقيقة	β^+ 97%	0.64	^{18}O
			ε 3%	1.656	^{18}O
^{19}F	100%	^{19}F هو نظير مستقر وله 10 نيوترون			

ع·ن·ت

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

صورة من كتاب *De re metallica* تمثّل صناعة الفولاذ.

الاكتشافات الأولية [عدل]

في سنة 1529 وصف عالم التعدين غيورغيوس أغريكولا معدن الفلوريت كمادّة مضافة ملائمة أثناء صهر الفلزّات، إذ تعمل على تخفيض نقطة انصهارها أثناء المعالجة.[11][12] ولتمييز تلك الخاصيّة أطلق أغريكولا الكلمة اللاتينية *فلوريس fluorés* (والتي تعني الجريان) على صخور الفلوريت. تطوّر الاسم لاحقاً إلى *فلورسبار fluorspar* وبعد ذلك إلى *فلوريت fluorite*.[13][14][15] عُرف فيما بعد أنّ تركيب الفلوريت هو من فلوريد الكالسيوم CaF_2.[16]

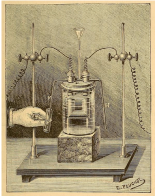
استُخدم حمض الهيدروفلوريك منذ أواسط القرن السابع عشر في تمنيش الزجاج (معالجته بالحمض)،[16][17] وكان أندرياس سيغيسموند مارغراف أوّل من وصف تلك العملية بشكل مفصّل سنة 1764 عندما قام بتسخين الفلوريت مع حمض الكبريتيك ممّا أدّى إلى تخريش الإناء الزجاجي الحاوي على المزيج.[18][19] كرّر العالم كارل فلهلم شيله التجربة سنة 1771 وقام بتسمية الناتج الحمضي باسم *fluss-spats-syran* (حمض الفلورسبار).[19][20] وفي سنة 1810 اقترح الفيزيائي أندريه ماري أمبير ارتباط الهيدروجين مع عنصر مشابه للكلور في تركيب حمض الهيدروفلوريك،[21] أمّا همفري ديفي فاقترح تسميّة ذلك العنصر - غير المعروف آنذاك - باسم *fluorine* وذلك من حمض الفلوريك. وبذلك استعملت كلمة *فلور* لوصف هذا العنصر في العديد من اللغات الأوروبيّة مع بعض التحويرات البسيطة، في حين أنّ اللغة اليونانية والروسية وبعض اللغات الأخرى تستعمل اسم *فتور* وتحويرات لها، وذلك من الإغريقية *φθόριος فثوريوس* بمعنى مدمّر أو مخرّش.[22][23] كرمز موحّد للعنصر استخدم حرف **F** لذلك، مع العلم أن الرمز *Fl* استعمل في النشرات العلمية الأولى في الماضي.[24]

عزل العنصر [عدل]

كانت التجارب الأولية على الفلور ومركّباته خطيرة إلى درجة أنّ العديد من علماء القرن التاسع عشر الذين أجروا تجاربهم على ذلك العنصر أُطلق عليهم اسم *ضحايا الفلور*، وذلك بعد التجارب غير الناجحة وغير الموفّقة باستخدام حمض الهيدروفلوريك، ومن بين هؤلاء العلماء كل من ديفي وغي ـ لوساك وتينار ومواسان.[16][25] تمحورت تجارب الفصل على التحليل الكهربائي للفلوريدات، ولكن ما أعاق عزل عنصر الفلور هو كونه عالي التخريش إلى حدّ كبير، وذلك لكلّ من العنصر بحدّ ذاته أو فلوريد الهيدروجين، بالإضافة إلى عدم وجود كهرل مناسب لإجراء عمليّة العزل.[16][25] اقترح إدموند فريمي أنّ التحليل الكهربائي لحمض هيدروفلوريك النقي وسيلة مناسبة للحصول على الفلور، وقام بتصميم طريقة لإنتاج عيّنات خاليّة من الماء (لامائيّة) من بيفلوريد البوتاسيوم؛ لكنّه وجد أنّ فلوريد الهيدروجين الجافّ لا ينقل التيّار الكهربائي.[16][25][26]

تابع هنري مواسان، والذي كان طالباً سابقاً لفريمي، التجارب في هذا السياق، واكتشف بعد محاولات كثيرة والعديد من التجارب المضنية أنّ مزيجاً من بيفلوريد البوتاسيوم وفلوريد الهيدروجين الجاف يكون ناقلاً للتيّار، ممّا يمكّن من إجراء التحليل الكهربائي. من أجل تجنّب حدوث عمليّة تآكل سريعة لقطب البلاتين في خليته الكهركيميائية قام مواسان بتبريدها إلى درجات حرارة منخفضة، كما قام باستعمال أقطاب من

الإريديوم،[25][27] ممّا مكّنه سنة 1886 من عزل الفلور لأول مرة.[26][28] قبل شهرين من وفاته استلم مواسان جائزة نوبل في الكيمياء سنة 1906 كتقدير لأبحاثه عن هذا العنصر.[29]



رسم لجهاز مواسان يعود إلى سنة 1887

هنري مواسان

استخدامات لاحقة [عدل]

حنجور زجاجي يحوي على سداسي فلوريد اليورانيوم.

أجرت شركة فرجدير، والتي كانت تابعة لشركة جنرال موتورز (GM)، تجاربها على استخدام مركّبات كلوروفلوروكربون كمثلّجات وذلك في أواخر عقد 1920، وكنتيجة لذلك قام مشروع مشترك بين GM ودو بونت سنة 1930 من أجل تسويق تلك المركّبات التي عرفت باسم فريون، وخاصة فريون-12. مع تزايد الطلب على هذه المركّبات قامت شركة دو بونت بشراء حقوق الإنتاج وطوّرت العديد من مركّبات الفريون الأخرى.[19][30][31][32] اكتشف بولي رباعي فلورو الإيثيلين مصادفةً سنة 1938 عندما كان روي بلنكيت يعمل على تطوير مواد التثليج في مختبرات دو بونت. بسبب خواصها الممتازة في العزل الكيميائي والحراري أصبح لهذه المادة شهرة كبيرة، وأنتج منها كمّيات كبيرة سنة 1941 وسوّقت تحت اسم تيفلون *Teflon*.[19][30][31]

أنتج كمّيات كبيرة من عنصر الفلور أثناء الحرب العالميّة الثانيّة، سواء من قبل ألمانيا النازية، أو الولايات المتّحدة الأمريكية وذلك لأغراض مختلفة. استخدم الألمان التحليل الكهربائي عند درجات حرارة مرتفعة للحصول على أطنان من ثلاثي فلوريد الكلور،[33] وذلك في معامل شركة إي.غة. فاربن *I.G. Farben* من أجل تحضير القنابل الحارقة؛[34] وكذلك من قبل الولايات المتّحدة الأمريكية من أجل مشروع مانهاتن لصنع القنبلة النووية، وذلك لإنتاج سداسي فلوريد اليورانيوم والذي استخدم من أجل تخصيب اليورانيوم. أدّى الاستمرار في الأبحاث النووية بعد الحرب إلى تطوير كيمياء الفلور لاحقاً.[35]

الوفرة الطبيعية [عدل]

في الكون [عدل]

وفرة بعض العناصر الكيميائية في النظام الشمسي بالنسبة للفلور[36]

العدد الذّري	العنصر	الكمّية النسبية
6	كربون	4,800
7	نتروجين	1,500
8	أكسجين	8,800
9	فلور	1
10	نيون	1,400
11	صوديوم	24
12	مغنسيوم	430

يوجد عنصر الفلور في الكون بنسبة 400 جزء في البليون (ppb)، وهو بذلك يقع في المرتبة 24 من حيث الوفرة بالنسبة لباقي العناصر الكيميائية. ومع ذلك، فإنّ هذه النسبة قليلة بالنسبة لباقي العناصر الخفيفة، إذ أنّ العناصر من الكربون إلى المغنسيوم ذات وفرة أكبر في الكون لمرتبة تصل إلى عشرين ضعف أو أكثر.[37] يعود هذا الأمر إلى أنّ تفاعلات الانصهار النجمي تتجاوز الفلور، إذ أنّ ذرّات هذا العنصر في حال تخليقها تكون ذات مقطع نووي كبير، ممّا يسمح بالاندماج النووي مع ذرّة هيدروجين أو هيليوم لتشكّل الأكسجين أو النيون على الترتيب.[37][38]

أمّا النسبة المتبقية من الفلور في الكون فهي تتشكّل حسب أحد ثلاثة تفسيرات:[37][39]

- أثناء الاستعار الأعظم من النوع 2 يحدث قذف لذرّات النيون بجسيمات نيوترينو والتي تحوّلها إلى فلور؛
- يمكن للرياح الشمسية لنجوم وولف-رايت أن تحمل ذرّات الفلور بعيداً عن أية ذرّات من الهيدروجين أو الهيليوم؛
- يحمل الفلور بعيداً من تيّارات الحمل الحراري الناتجة عن اندماج نجوم العملاق المقارب.

على الأرض [عدل]

طالع أيضًا: قائمة الدول حسب إنتاج الفلورين

يقع الفلور في المرتبة 13 من حيث الوفرة بالنسبة لباقي العناصر الكيميائية في القشرة الأرضية، إذ يتراوح تركيزه فيها بين 600 - 700 جزء في المليون (ppm) كتلةً.[40] في حال وجود غاز الفلور في غلاف الأرض الجوّي فإنه سيتفاعل بسهولة كبيرة مع بخار الماء في الجوّ، ممّا يمنع من وجوده بالتالي على شكل عنصر حر.[41][42] بسبب النشاط الكيميائي الكبير للفلور فهو يوجد فقط بشكل مرتبط مع عناصر أخرى في أشكال معدنيّة مثل فلوريت وفلورأباتيت وكريوليت، وهي معادن ذات أهميّة صناعيّة كبيرة.[40][43] كما تحوي بعض المعادن الأخرى مثل التوباز على عنصر الفلور في تركيبها.

لمعدن الفلوريت الصيغة الكيميائية CaF_2، وهو عبارة عن فلوريد الكالسيوم، ويكون على شكل معدن ملوّن له وفرة طبيعيّة كبيرة، ولذلك يعدّ

مصدر التعدين الأساسي للفلور. تعدّ الصين والمكسيك من أكبر الدول المنتجة لهذه الخامة (بيانات 2006). كانت الولايات المتّحدة الأمريكية الرائدة في إنتاج الفلوريت في أوائل القرن العشرين، لكنّها توقّفت عن تعدينه منذ سنة 1995.[43][13][44][45][46]

ما يعيق استخدام فلورأباتيت $Ca_5(PO_4)_3F$ في تعدين الفلور هو انخفاض الكسر الكتلي (3.5%)، لذلك يستخدم في إنتاج الفوسفات. تنتج كمّيات قليلة من مركّبات الفلور في الولايات المتّحدة من حمض سداسي فلورو السيليسيك H_2SiF_6، وهو ناتج ثانوي من صناعة الفوسفات.[43]

أمّا الكريوليت Na_3AlF_6 فهو معدن يستعمل بشكل أساسي في إنتاج الألومنيوم، لكنّه أكثر معادن الفلور ندرةً، ويتركّز في مناطق جغرافيّة محدّدة. كان المصدر الرئيسي لتعدين الكريوليت في منجم يقع غربي اليونان، والذي أغلق سنة 1987، وأغلب الكريوليت الموجود حالياً يحصل عليه بشكل صناعي.[43]

معادن الفلور الأساسية

فلوريت

فلورأباتيت

كريوليت

على العكس من باقي الهاليدات فإنّ الفلوريدات غير منحلّة في الماء، لذلك لا توجد بتراكيز تمكّن من استخراجها اقتصاديّاً من مياه البحر المالحة.[43] عثر على كمّيات نزرة وشحيحة من فلوريدات عضوية ذات مصدر غير معلوم في الثورات البركانية والينابيع الجيوحرارية.[47] إنّ وجود غاز الفلور في البلّورات، وذلك كتفسير للرائحة الناتجة عن تهشيم معدن *أنتوزونيت antozonite*، وهو شكل من أشكال الفلوريت، أمرٌ مشكوك بصحته.[48][49] على الرغم من ذلك، أظهرت دراسة سنة 2012 وجود ما نسبته 0.04% وزناً من غاز F_2 في عيّنة أنتوزونيت، وعزي وجود تلك المتضمّنات إلى الإشعاع الصادر عن وجود كمّيات ضئيلة من عنصر اليورانيوم في الخامة.[49]

الإنتاج والتحضير [عدل]

بلغ تعدين الفلوريت، وهو المصدر الرئيسي للفلور في العالم، ذروته سنة 1989 عندما استُخرج 5.6 مليون طن متري من هذه الخامة. أدّت التقييدات على إنتاج مركّبات كلوروفلوروكربون (CFCs) إلى تخفيض الإنتاج إلى 3.6 مليون طن سنة 1994، ثم زاد الإنتاج من حينها مجدّداً. في سنة 2003 سُجّل إنتاج حوالي 4.5 مليون طن مع عائدات بلغت 550 مليون دولار أمريكي؛ وقدّرت تقارير لاحقة المبيعات العالمية من صناعات الفلور الكيميائية سنة 2011 بحوالي 15 بليون دولار أمريكي، وتنبّأت أن يقفز الإنتاج للفترة ما بين 2016–2018 إلى قيمة تتراوح بين 3.5 إلى 5.9 مليون طن، وعائدات لا تقلّ عن 20 بليون دولار.[19][50][51][52][53]

الإنتاج الصناعي [عدل]

خلايا إنتاج الفلور صناعياً في منشأة في بريطانيا.

تستخدم طريقة مواسان في إنتاج كمّيات صناعية من الفلور عن طريق إجراء تحليل كهربائي لمصهور مزيج من فلوريد البوتاسيوم/فلوريد الهيدروجين بفرق جهد بين 8 - 12 فولت. أثناء العملية تختزل أيونات الهيدروجين على مهبط من الفولاذ لينتج غاز الهيدروجين، بالمقابل، تتأكسد أيونات الفلوريد على مصعد مصنوع من الكربون لينتج غاز الفلور.:[44][54]

$$2\,HF \longrightarrow H_2 + F_2$$

يتم رفع درجات الحرارة أثناء العملية إلى درجة تتراوح بين 70 - 130 °س، إذ أنّ KF•2HF ينصهر عند 70 °س، ووجوده ضروري لأنّ HF النقي لا يمكن تحليله كهربائياً.[19][55][56] يمكن تخزين الفلور في خزّانات أسطوانيّة من الفولاذ تكون مبطّنة من الداخل لحمايتها من التآكل، وذلك عند درجات حرارة أقل من 200 °س، وإلاّ فإنّ استخدام النيكل في صناعتها سيكون ضرورياً.[19][57] تُصنع الصمّامات والأنابيب في منشأة إنتاج الفلور عادةً من النيكل، ويمكن استخدام سبيكة مونيل من أجل تمديدات الأنابيب أيضاً.[58] يجب الحذر أثناء إنتاج الفلور ونقله من عدم وجود أيّ رطوبة أو مواد دهنية، لذلك يتم العزل عادةً باستخدام التيفلون.[59]

التحضير المخبري [عدل]

تمكّن العالم *كارل كريستي Karl O. Christe* في سنة 1986 من تصميم طريقة مخبرية لإنتاج غاز الفلور بمردود مرتفع وتحت الضغط الجوي:[60]

$$2\,KMnO_4 + 2\,KF + 10\,HF + 3\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,K_2MnF_6 + 8\,H_2O + 3\,O_2\uparrow$$
$$2\,K_2MnF_6 + 4\,SbF_5 \longrightarrow 4\,KSbF_6 + 2\,MnF_3 + F_2\uparrow$$

إنّ المواد المستخدمة في التفاعلات أعلاه معروفة منذ أكثر من 100 سنة، لكنّ مواسان استخدم طريقة التحليل الكهربائي بدل التفاعل المباشر.[61]

غاز الفلور الناتج صناعياً أو مخبرياً نشيط جداً بحيث لا يمكن عزله كيميائياً.[62]

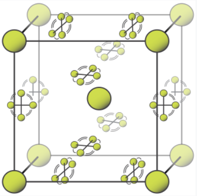
النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الفلور

يوجد هناك نظير واحد فقط للفلور في الطبيعة وبشكل وفير، وهو النظير فلور-19 ^{19}F.[63] لهذا النظير نسبة مغناطيسية دورانية مرتفعة،[64] وحساسية استثنائية للحقول المغناطيسية، ونظراً لأنّه النظير الوحيد المستقر فإنّه يستخدم في التصوير بالرنين المغناطيسي.[65]

للفلور 17 نويدة مشعّة لها عدد كتلي يتراوح بين 14 و 31، وجميعها مصطنعة ولا توجد في الطبيعة، وأطولها عمراً هو النظير فلور-18 ^{18}F، والذي يبلغ عمر النصف له 109.77 دقيقة. أمّا باقي النظائر المشعّة فلها قيم عمر نصف أقلّ من 70 ثانية، ومعظمها يضمحلّ في أقلّ من نصف ثانية.[66] يخضع النظيران فلور-17 وفلور-18 أثناء الاضمحلال إلى عمليّة إصدار بوزيتروني $β^+$، أمّا النظائر الأخفّ فتضمحلّ بعملية اصطياد إلكترون، في حين أنّ النظائر الأثقل من فلور-19 تخضع إلى اضمحلال بيتا أو إصدار نيوتروني.[66] هناك مصاوغ نووي واحد للفلور وهو ^{18m}F، وله عمر نصف يبلغ 234 نانوثانية.[67]

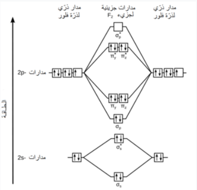
الخواص الفيزيائية [عدل]


البنية البلّوريّة للفلور الصلب من النمط β. تشير الكرات إلى جزيئات F_2.

يكون الفلور في الشروط العادية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز ذي لون أصفر شاحب،[68] وله رائحة واخزة قابلة للكشف عند تراكيز تصل إلى 20 جزء في البليون (ppb).[69] يختلف مدى لون الغاز حسب سماكة الطبقات الموجودة في الإناء الحاوي له، أي حسب التركيز، إذ أنّه يكون عديم اللون في التراكيز الضئيلة، وفي التراكيز المرتفعة يصبح ذا لون أصفر. عند درجات حرارة أقل من −188° س يكون الفلور على شكل سائل له لون أصفر يشبه لون الكناري المميز.[70][71] للفلور كثافة مقدارها 1.6959 كغ/م³ عند الدرجة 0° س وضغط 1013 هيكتوباسكال، بالتالي فهو أكثف من الهواء. تقع النقطة الحرجة للفلور عند ضغط 52.5 بار ودرجة حرارة مقدارها 144.2 كلفن (−129° س).

تبلغ نقطة انصهار الفلور −219.52° س؛[72] وهناك شكلان معروفان من الفلور الصلب، أحدهما يكون عند درجات حرارة تقع بين −227.6° س ونقطة انصهار الفلور، ويكون على شكل نظام بلّوري مكعّب تبلغ قيمة ثابت الشبكة البلّورية له a = 667 بيكومتر، ويعرف هذا الشكل بالنمط بيتّا β.[73] يكون الشكل بيتّا شفّافاً وغير صلد، وله بنية بلّورية مكعّبة غير منتظمة،[74][75] وشبيهة بالتي عند الأكسجين الصلب المتبلور حديثاً،[70] وذلك على العكس من بنية النظام البلّوري المعيني القائم الموجودة عند باقي الهالوجينات الصلبة.[76][77] أمّا عند درجات حرارة دون −227.6° س فيكون شكل الفلور الصلب من النمط ألفا α، وهو نمط شاف وصلد،[78] يتبلور حسب نظام بلوري أحادي الميل، تكون ثوابت الشبكة البلورية له حسب ما يلي: a = 550 بيكومتر، و b = 328 بيكومتر، و c = 728 بيكومتر، والزاوية β = 102.17°.[79] يكون هذا التحوّل الطوري من النمط بيتّا β إلى ألفا α في الفلور الصلب ناشراً للحرارة بشكل أكبر من تكاثف الفلور، ويمكن أن يكون عنيفاً.[76][77]

البنية الجزيئية [عدل]



مخطّط المدارات الجزيئية لجزيء الفلور

يوجد الفلور في حالته العنصريّة على شكل جزيء ثنائي الذرّة F_2،[3] مثله كمثل باقي عناصر مجموعة الهالوجينات. يبلغ طول الرابطة F-F في جزيء الفلور 144 بيكومتر، وهي بذلك أقصر من الرابطة التساهمية البسيطة كربون-كربون (154 بيكومتر). على الرغم من قصر هذه الرابطة الكيميائية إلّا أنّ طاقة تفكّك الرابطة F-F ضئيلة (158 كيلوجول/مول) بالمقارنة مع الروابط الأخرى، وهي تقارب طاقة تفكك جزيء اليود، والذي له طول رابطة يبلغ 266 بيكومتر. يعود ذلك إلى أنّ الأزواج غير الرابطة في ذرّات الفلور تتقارب عند تشكيل الجزيء ممّا يؤدّي إلى تنافرها، وهذا يقود في النهاية إلى سهولة انفصام الرابطة، والذي يفسّر بالتالي النشاط الكيميائي الكبير للفلور.

حسب نظرية المدارات الجزيئية فإنّ المدارات الذرّية s و p للذرّات المنفردة تتقارب لتشكل مدارات جزيئيّة رابطة وأخرى مضادّة للترابط. خلال الارتباط تتحوّل المدارات الذرّيّة 1s و 2s إلى المدارات الجزيئيّة $σ_s$ و $σ_s$*. بما أنّ هذه المدارات الجزيئية تكون ممتلئةً بالكامل بالالكترونات، لذلك لا يكون لها دور في عملية الارتباط. بالمقابل، فإنّ المدارات الذرّيّة 2p في ذرّات الفلور المنفردة تتقارب لتشكّل ستّة مدارات جزيئية ذات مستويات طاقية متباينة، وهي: المدارات الرابطة $σ_p$ و $π_y$ و $π_z$ بالإضافة إلى المدارات المضادّة للترابط $σ_p$* و $π_y$* و $π_z$*. تمتلك المدارات π مستويات طاقة متساوية كما هو موضحّ في مخطط المدارات الجزيئية. عند توزيع الإلكترونات في المدارات الجزيئية تمتلئ مدارات π الرابطة والمضادة للترابط، لذلك فإن رتبة الرابطة في جزيء الفلور هي 1 = 2/(6-4)، كما يتّصف الجزيء بأنّ له مغناطيسية معاكسة.

الخواص الكيميائية [عدل]

لذرّة الفلور تسعة إلكترونات، وهي بذلك أقلّ بإلكترون واحد من النيون، ويكون التوزيع الإلكتروني كما يلي: $1s^2 2s^2 2p^5$، بحيث يملأ إلكترونان الغلاف الداخلي وسبعة إلكترونات الغلاف الخارجي للذرّة، أي ينقصها إلكترون واحد لتكمل الغلاف الذرّي الخارجي. لا تساهم

الإلكترونات الخارجية في عملية الحجب النووي، بشكل تكون فيه الشحنة النووية الفعالة 7 = 2 - 9؛ ممّا يؤثّر على خواص الذرّة بشكل عام.[4]
إنّ طاقة التأيّن الأولى للفلور لها ثالث أعلى قيمة من بين كل العناصر، وذلك بعد الهيليوم والنيون،[80] ممّا يصعّب من مهمّة إزالة الإلكترونات من ذرّات الفلور المعتدلة. كما أنّ للفلور ألفة إلكترونية عالية، وهي الثانية بعد الكلور،[81] ممّا يجعلها تميل إلى التقاط إلكترون من أجل أن تصبح متساوية إلكترونياً مع الغاز النبيل المجاور، وهو النيون،[4] لذلك يمكن تفسير أنّ الفلور أكثر عناصر الجدول الدوري كهرسلبية على الإطلاق.[82] يبلغ نصف القطر التساهمي للفلور حوالي 60 بيكومتر، وله أصغر قيمة بين عناصر الدورة الثانية.[83][84]

التفاعلية [عدل]

إنّ طاقة الرابطة في جزيء الفلور F_2 هي أقلّ بكثير من نظيراتها في الكلور Cl_2 أو Br_2، وهي مماثلة من حيث الوهن لرابطة البيروكسيد سهلة الفصم. على ضوء ذلك، وبالإضافة إلى الكهرسلبية المرتفعة لهذا العنصر، يمكن تفسير التفاعلية العالية للفلور وارتباطه الشديد بالعناصر المغايرة للفلور.[85][86] لذلك فإنّ الفلور ينتمي إلى أقوى المؤكسدات الفعّالة عند درجة حرارة الغرفة، إذ يمكن أن يتفاعل مع أغلب المواد، حتى الخامل منها مثل مسحوق الفولاذ، أو شظايا الزجاج أو ألياف الأسبست والتي تتفاعل بسرعة مع غاز الفلور على البارد؛ أمّا الخشب والماء فيشتعلان فوراً عند تعرّضهما إلى تيّار من غاز الفلور.[3][87] تؤثّر الشروط المحيطة على تفاعل الفلور مع الماء، فعند تمرير كمّيّات ضئيلة من الفلور في الماء البارد يتشكّل بيروكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني) وحمض الهيدروفلوريك:[88]

$$F_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_2O_2 + 2\,HF$$

بالمقابل فإنّه عند تفاعل كمّيّات فائضة من الفلور مع كمّيّات أقلّ من الماء، أو الجليد أو الهيدروكسيدات يتشكّل الأكسجين وثنائي فلوريد الأكسجين كمنتجات رئيسية.[88]

يستطيع الفلور أن يتفاعل مع جميع العناصر الكيميائية عدا الهيليوم والنيون، ممّا يعني أنّه يستطيع التفاعل مع الغازات النبيلة الأثقل، فيتفاعل الفلور مع الرادون بسهولة،[89] في حين أنّ تفاعله مع الزينون والكريبتون يتطلب وجود شروط خاصّة.[90] يتطلّب تفاعل عنصر الفلور مع الفلزّات شروطاً متفاوتة، فالفلزّات القلوية تسبّب الانفجارات، في حين أنّ الفلزّات القلوية الترابية تبدي فعالية كيميائية عنيفة في حال وجود كمّيات منها؛ وعلى العموم من أجل تجنّب حالة التخميل الناتجة عن تشكّل طبقات من فلوريدات الفلزات، ينبغي أن تكون الفلزّات المتبقية مثل الألومنيوم والحديد على شكل مساحيق؛[85] في حين أنّ الفلزّات النبيلة تتطلّب وجود غاز الفلور بحالة نقيّة عند درجات حرارة تتراوح بين 300 - 450 °س لتشكل الفلوريدات الموافقة.[91]

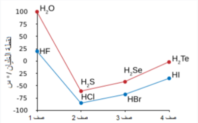
تتفاعل بعض اللافلزات الصلبة مثل الكبريت والفوسفور بعنف مع الفلور المسيّل،[92] كما يتفاعل كبريتيد الهيدروجين [92] وثنائي أكسيد الكبريت [93] بشكل فوري مع الفلور، أمّا حمض الكبريتيك فيتطلّب تفاعله مع الفلور درجات حرارة مرتفعة.[94] يتفاعل أسود الكربون مع الفلور عند درجة حرارة الغرفة ليعطي فلورو الميثان، أمّا الغرافيت فيعطي مع غاز الفلور عند درجات حرارة أعلى 400 °س مركّب غير ستوكيومتري من *أحادي فلوريد الكربون*، أمّا عند درجات حرارة أعلى من ذلك فتتشكّل مركّبات فلوروكربون الغازية، أحياناً بشكل انفجاري.[95] يتفاعل كلّ من أحادي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكربون مع الفلور عند درجة حرارة الغرفة أو أعلى بقليل،[96] في حين أنّ المركّبات العضوية مثل البرافينات وغيرها تتفاعل بعنف وشدّة أكبر[97] بحيث أنّه حتّى مركّبات هاليد الألكيل كاملة الاستبدال مثل رباعي كلوريد الكربون يمكن لها أن تنفجر، والتي هي عادةً ما تكون غير قابلة للاشتعال.[98] بشكل عنيف وانفجاري يتفاعل غاز الهيدروجين مع الفلور،[99] ليشكل فلوريد الهيدروجين؛ بالمقابل فإنّ غاز النتروجين يتطلّب وجود تفريغ كهربائي عند درجات حرارة مرتفعة لحدوث التفاعل، ويعود ذلك إلى الرابطة الثلاثية القويّة في جزيء النتروجين،[100] أمّا الأمونياك فيتفاعل بشكل انفجاري.[101][102] لا يرتبط الأكسجين مع الفلور عند درجات حرارة معتدلة، ولا يحدث التفاعل إلّا بشروط قاسية بوجود تفريغ كهربائي عند درجات حرارة وضغوط منخفضة، ليعطي منتجات غير مستقرّة، والتي سرعان ما تتفكّك إلى عناصرها المكوّنة عند التسخين.[103][104][105] أمّا الهالوجينات الأثقل من الفلور فتتفاعل بشكل فوري معه.[106]

المركّبات الكيميائية [عدل]

للفلور كيمياء غنية وطيف واسع من المركّبات الكيميائية سواء اللاعضوية أو العضوية منها. يستطيع الفلور تشكيل مركّبات مع جميع العناصر عدا الهيليوم والنيون، وذلك سواء أكانت فلزّات أو لافلزّات أو أشباه الفلزّات.[107] تكون حالة الأكسدة للفلور (−1) في أغلب هذه المركّبات، والتي غالباً ما تكون مركّبات أيونية بسبب الألفة الإلكترونية المرتفعة للفلور. عندما يشكّل الفلور روابط تساهمية فإنّها تكون مستقطبة وأحادية.[108][109]

مع الهيدروجين [عدل]

مقالات مفصلة: فلوريد الهيدروجين • حمض الهيدروفلوريك



مخطّط يظهر نقاط الغليان لبعض المركّبات وأثر وجود الروابط الهيدروجينية على ارتفاع نقطة الغليان في كلّ من الماء وفلوريد الهيدروجين

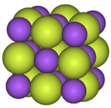
يتحدّ الفلور مع الهيدروجين ليعطي فلوريد الهيدروجين، وهو غاز سام أكّال، تترابط جزيئاته مع بعضها على شكل تجمّعات عنقودية بسبب وجود الروابط الهيدروجينية بين الجزيئات، ممّا يجعل فلوريد الهيدروجين بهذه النقطة أشبه بالماء من كلوريد الهيدروجين.[110][111][112] ينتمي فلويد الهيدروجين المسيّل والخالي من الماء إلى الأحماض الفائقة. يغلي فلوريد الهيدروجين عند درجة حرارة أعلى من هاليدات الهيدروجين الأثقل منه، وعلى العكس منها فإنّه يمتزج مع الماء بشكل كامل.[113] عند التماس مع الماء يتميّه فلوريد الهيدروجين ليشكّل فلوريد الهيدروجين المائي المعروف باسم حمض الهيدروفلوريك. على العكس من باقي الأحماض الهيدروهاليدية والتي هي أحماض قوية، فإنّ حمض الهيدروفلوريك هو حمض ضعيف عند تراكيز منخفضة،[114][115] إلّا أنّه مع ذلك مادّة أكّالة تخرّش الزجاج، وهي ظاهرة لا تستطيع الأحماض المتبقيّة أن تفعله.[116] يعدّ فلوريد الهيدروجين المركّب الكيميائي الأساسي للفلور، والذي منه يتم استحصال الفلور العنصري بالإضافة إلى باقي المركّبات الأخرى.

مع الفلزّات [عدل]

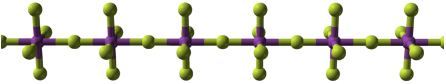
تعدّ الفلوريدات أملاح حمض الهيدروفلوريك، وهي تتشكّل من أثره على الفلزّات المختلفة. تكون فلوريدات الفلزّات القلوية مركّبات أيونية بلّورية ذات انحلالية عالية ولها نظام بلّوري مكعّب مشابه للكلوريدات الموافقة.[117][118] تتميّز فلوريدات الفلزّات القلوية الترابية أنّها مركّبات أيونية قوية، لكنّها غير منحلة (ذوّابة) في الماء،[24] باستثناء فلوريد البيريليوم، والذي له بعض الصفات التساهمية وبنية مشابهة لبنية ثنائي أكسيد السيليكون.[119] تكون فلوريدات الفلزّات القلوية حاوية على ذرّة فلور واحدة (أحادية الفلور)، في حين أنّ فلوريدات الفلزّات القلوية الترابية ثنائية الفلور. أمّا فلوريدات العناصر الأرضية النادرة وباقي الفلزّات الأخرى فهي غالباً ما تكون فلوريدات أيونية ثلاثية (حاوية على ثلاث ذرّات فلور).[120][121][122]

تظهر الصفة التساهمية في الفلوريدات غالباً عندما تكون على شكل فلوريدات رباعية؛ ففي حين أنّ فلوريدات عناصر مثل الزركونيوم والهافنيوم،[123][124] والعديد من الأكتينيدات،[125] هي فلوريدات أيونية ذات نقطة انصهار مرتفعة،[126][127][124][128] إلّا أنّه بالمقابل تكون فلوريدات عناصر مثل التيتانيوم[129] والفاناديوم،[130] ذات صفة بوليميرية،[131] تنصهر أو تتفكّك عند درجات حرارة أقلّ من 350 °س.[132] وعلى هذه الشاكلة تكون أيضاً الفلوريدات الخماسية والتي تتميّز بكونها على شكل بوليمرات خطّية أو معقّدات قليلة الوحدات.[133][134][135] هناك ستّة عشر عنصراً لهم فلوريدات سداسية، وجميعها لها بنية جزيئية ثمانية السطوح، وتكون صلبة ما عدا سداسي فلوريد الموليبدنوم MoF_6 وسداسي فلوريد الرينيوم ReF_6 السائلَين، بالإضافة إلى سداسي فلوريد التنغستن WF_6 الغازي.[136][137][138] هناك فلوريد سباعي واحد فقط اكتشف لحد الآن وهو سباعي فلوريد الرينيوم ReF_7، وهو عبارة عن صلب له نقطة انصهار منخفضة وله بنية جزيئية هرمية مزدوجة خماسية السطوح.[139] على العموم تتميّز الفلوريدات الحاوية على أكثر من ذرّة فلور بأنّها نشيطة كيميائياً.[140]

بنى مختلفة لفلوريدات الفلزّات



البنية المكعّبة للمركب الأيوني فلوريد الصوديوم



سلسلة بوليميرية من خماسي فلوريد البزموت

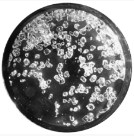
البنية الجزيئية لسباعي فلوريد الرينيوم

مع اللافلزّات وأشباه الفلزّات [عدل]

تكون الفلوريدات الثنائية لأشباه الفلزّات واللافلزّات عبارة عن مركّبات تساهمية وذات تطايرية عالية، وتفاعلية كيميائية متفاوتة. تستطيع عناصر الدورة الثالثة واللافلزّات الثقيلة أن تشكّل فلوريدات مفرطة في التكافؤ.[141] لمركّب ثلاثي فلوريد البورون بنية مستوية ثلاثية، ولا تحقّق فيه ذرة البورون المركزية قاعدة الثمانية الإلكترونية، لذلك فإنّه يعدّ من أحماض لويس القادرة على الاتحاد مع قاعدة لويس مثل الأمونياك ليشكّل ناتج إضافة.[142] من جهة أخرى، يكون رباعي فلورو الميثان على شكل رباعي سطوح وخامل كيميائياً، في حين أنّ باقي فلوريدات مجموعة الكربون مثل رباعي فلوريد السيليكون ورباعي فلوريد الجرمانيوم تكون أيضاً ذات بنية رباعية السطوح،[143] لكنّها تتصرّف كأحماض لويس.[144][145] أمّا مجموعة النتروجين فلها فلوريدات ثلاثية تتزايد تفاعليتها الكيميائية وقاعديتها مع ارتفاع الكتلة الجزيئية، مع العلم أنّ ثلاثي فلوريد النتروجين يقاوم الحلمهة وليس قاعدياً.[146] تكون الفلوريدات الخماسية لكلّ من عناصر الفوسفور والزرنيخ والأنتيمون أكثر نشاطاً كيميائياً من نظيراتها الثلاثية، وخاصّة خماسي فلوريد الأنتيمون، والذي يعدّ أقوى أحماض لويس المعتدلة المعروفة.[133][147][148]

لمجموعة عناصر الكالكوجين فلوريدات متنوّعة، فهناك فلوريدات ثنائية غير مستقرّة لكلّ من الأكسجين والكبريت والسيلينيوم، بالإضافة إلى الفلوريدات الرباعية والسداسية للكبريت والسيلينيوم والتيلوريوم. لمركّب سداسي فلوريد الكبريت ثباتية كبيرة وهو غاز خامل.[149][150] على العكس من باقي الهالوجينات الأثقل فإنّه يوجد حمض أكسجيني واحد فقط للفلور، وهو حمض هيبوفلوروز HOF. تستطيع عناصر الهالوجينات الأخرى من الكلور والبروم واليود أن تشكّل فلوريدات أحادية وثلاثية وخماسية، ووحده اليود يكون قادراً على تشكيل مركّب بين هالوجيني مع الفلور أعلى من ذلك، وهو سباعي فلوريد اليود.[151] إنّ الكثير من هذه الفلوريدات المذكورة هي مصدر غني لذرّات الفلور في التفاعلات الكيميائية، مع الإشارة إلى أنّ العمليّات الصناعية التي تستخدم ثلاثي فلوريد الكلور تتطلّب أخذ الحيطة والوقاية كما هو الحال مع غاز الفلور.[152][153]

مع الغازات النبيلة [عدل]



صورة مأخوذة سنة 1962 لبلورات من رباعي فلوريد الزينون.[154]

للغازات النبيلة عددٌ مكتمل من الإلكترونات في الغلاف الخارجي، بالتالي فهي لا تتفاعل مع باقي العناصر ولا تشكّل مركّبات كيميائية. بقيت هذه المعلومة صحيحة على الإطلاق إلى سنة 1962 عندما قام نيل بارتلت بتحضير سداسي فلوروبلاتينات الزينون لأوّل مرة سنة 1962.[155] تلا ذلك تحضير سلسلة من فلوريدات الغازات النبيلة مثل ثنائي فلوريد ورباعي فلوريد وسداسي فلوريد الزينون، بالإضافة إلى العديد من أوكسي الفلوريدات المتعدّدة والتي عزلت منذئذ.[156] يستطيع غاز الكريبتون أن يشكّل مركّب ثنائي فلوريد؛[157] وكذلك الأمر بالنسبة لغاز الرادون الذي يشكّل ثنائي فلوريد أيضاً.[158][159] تكون الفلوريدات الثنائية للغازات النبيلة الأخفّ غير مستقرّة للغاية، إذ يتّحد فلوريد الهيدروجين مع الأرغون تحت شروط قاسية جدّاً ليعطي فلوروهيدريد الأرغون.[90] بالمقابل، لا يمكن تشكيل مركّبات فلوريد من الهيليوم أو النيون.[160][161]

كيمياء الفلور العضوية [عدل]

إنّ الرابطة الكيميائية فلور-كربون هي الأقوى بين الروابط في الكيمياء العضوية،[162] ممّا يعطي ثباتية فائقة لمركّبات فلوروكربون

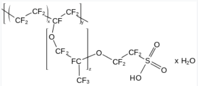
العضوية.[163] لا توجد مركّبات فلور عضوية في الطبيعة، وهي تصطنع كيميائياً فقط، حيث أدّت الأبحاث في هذا المجال إلى العديد من التطبيقات التجارية؛[164] كما تتداخل مركّبات الفلور العضوية المتنوّعة في العديد من مجالات أبحاث الكيمياء العضوية.[30]

طبقتين غير متمازجتين من الماء الملوّن (في الأعلى) وطبقة أكثر كثافة من *بيرفلوروالهيبتان* C_7F_{16} (في الأسفل) داخل إناء، يظهر فيه محاولة كل من سمكة ذهبية وسلطعون اختراق الحاجز بين الطبقتين.

يؤدّي استبدال ذرّات الهيدروجين في الألكانات بذرّات فلور إلى تغيّر في العديد من خواصّها، ويزداد هذا التغيّر مع ازدياد عدد ذرّات الفلور المستبدلة، إذ تنخفض نقطتي الانصهار والغليان، وتزداد الكثافة، وتتناقص الانحلالية في المذيبات الهيدروكربونية، وتزداد الثباتية بشكل عام. تدعى المركّبات العضوية الحاوية على ذرّات كربون وفلور فقط في البنية الجزيئية باسم مركبات فلوروكربون (والتي تسمى أحياناً *بيرفلوروكربون*)، وهي مركّبات غير منحلّة (ذوّابة) في أغلب المذيبات العضوية، وتتفاعل فقط مع الصوديوم في الأمونياك السائل.[165] يمكن لذرّات الفلور أن تستبدل الهيدروجين في العديد من المركّبات العضوية الأخرى غير الألكانات وذلك بوجود مجموعات وظيفية.[166][167] يكون لهذه المركّبات الفلورية العضوية صفات مشابهة لمركّبات الفلوروكربون مثل الثباتية والدفوعية للماء،[168] في حين أنّ المجموعة الوظيفية في البنية تكون مسؤولة عن التفاعلية، ممّا يمكّنها من الالتصاق بالسطوح واستخدامها كمؤثّرات سطحية (مواد فعّالة بالسطح)،[169] والتي تدعى مؤثّرات السطح الفلورية، والتي تعمل على تخفيض التوتّر السطحي بشكل أكبر من نظيراتها ذات الأساس الهيدروكربوني.

يستحصل عادةً على أيونات الفلوريد في الكيمياء العضوية باستخدام مركب فلوريد رباعي بوتيل الأمونيوم (TBAF)، والذي يتميّز بأنّه ينحلّ في المذيبات العضوية، وبذلك يكون أيون الفلوريد حرّاً وغير معاقاً بالكاتيون المرافق (حينئذ يوصف باسم *الفلوريد المجرّد*)، ممّا يسمح باستخدام TBAF كمصدر للفلوريد في التفاعلات العضوية، كما يستخدم في إزالة مجموعة حماية سليل الإيثر عن الكحولات.[170]

البوليميرات



البنية الكيميائية *للنافيون Nafion*، وهو بوليمير فلوري يستخدم في خلايا الوقود وتطبيقات أخرى عديدة.[171]

تبدي البوليميرات الحاوية على ذرّات فلور مستبدلة في بنيتها ثباتيّة عالية بالإضافة إلى نقاط انصهار أعلى من نظيراتها الهيدروكربونية.[172] يعد متعدد رباعي فلورو الإيثيلين (PTFE) أبسط البوليميرات الفلورية وهو مناظر لبوليمير متعدد الإيثيلين (بولي إيثين) الهيدروكربوني، وله الوحدة البنائية $–CF_2–$، وهو مقاوم للكيماويات ودرجات الحرارة، كما أنّه صعب القولبة.[173] هناك عدّة مشتقّات من PTFE ذات ثباتية أقل للحرارة وبالتالي هي سهلة القولبة، وتحضّر من إضافة مجموعات فلورية مثل مجموعات *ثلاثي فلوروميثيل* أو *ثلاثي فلوروميثوكسي*،[173] أو بإضافة مجموعة من فلور الإيثر منتهية بمجموعات حمض السلفونيك كما هو الحال في بنية نافيون.[174][175] هناك بعض البوليميرات الفلورية التي تستبقي على ذرّات هيدروجين في بنيتها مثل ثنائي فلوريد متعدد الفينيليدين (PVDF) وفلوريد متعدد الفاينيل (PVF)، والتي تشابه في خواصها البوليميرات الفلورية كاملة الاستبدال.[176]

الكشف عن الفلوريد [عدل]

هناك عدّة تفاعلات كيميائية للكشف عن أيونات الفلوريد: إحداها يتم بوضع المادة الحاوية على الفلوريد في أنبوب اختبار زجاجي حاوٍ على حمض الكبريتيك المركّز:

$$2\,F^- + H_2SO_4 \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\,HF$$

ينتج عن التفاعل أبخرة فلوريد الهيدروجين، والتي تخرّش الزجاج، وفي نفس الوقت وبسبب التغيّر في السطح الملامس يفقد حمض الكبريتيك المقدرة على ترطيب الزجاج، وذلك دلالة على وجود الفلوريد في العيّنة.[177]

طيف ^{19}F NMR لمركب 1-برومو-3،4،5-ثلاثي فلورو البنزين.

يمكن الكشف عن أيونات الفلوريد بطريقة أخرى تدعى *قطرة الماء*، حيث تعالج المادّة الحاوية على الفلوريد مع حمض السيليسيك وحمض الكبريتيك في وعاء مصنوع من الرصاص، فينتج عن ذلك تشكّل رباعي فلوريد السيليكون. بعد ذلك يوضع على الإناء الذي أجري فيه التفاعل ماصّة حاوية على قطرة من الماء، والتي يؤدّي تفاعل رباعي فلوريد السيليكون معها في تفاعل حلمهة إلى تشكّل ثنائي أكسيد السيليكون، الذي يتبلور بشكل مميّز على شكل إطار أبيض حول القطرة.[177]

$$4\,F^- + 2\,H_2SO_4 + SiO_2 \longrightarrow SiF_4\uparrow + 2\,SO_4^{2-} + 2\,H_2O$$
$$SiF_4 + 2\,H_2O \longrightarrow SiO_2\downarrow + 4\,HF$$

حالياً وباستخدام وسائل تحليلية حديثة مثل مطيافية الرنين المغناطيسي النووي (NMR) يمكن الكشف عن الفلور بواسطة ^{19}F NMR بسهولة، إذ يتميّز بأنه عنصر أحادي النويدة.

الدور الحيوي [عدل]

في الإنسان [عدل]

علاج موضعي بالفلوريد لطفل أثناء حملة إغاثة في إحدى الدول الاستوائية.

لا يعد الفلور من المغذّيات الأساسية للإنسان وللثديّيات الأخرى، إذ تكفي كمّيّات ضئيلة من أجل قوّة العظام، على الرغم من الشكوك التي تحوم حول تلك النقطة.[178] تؤدّي حاجة الجسم الضئيلة من الفلور وتوفّر العديد من المصادر الطبيعية للفلور إلى قلّة احتمال الإصابة بمرض *عوز الفلور*، ولا يمكن أن تقع إلا لمن يتّبع حمية غذائية غير طبيعية المصدر.[179][180] يوجد في جسم إنسان (70 كغ وسطياً) حوالي 5 غ من أيون الفلوريد،[181] وهو غير متجانس التوزيع، إذ يتركّز في العظام والأسنان. يقي الفلوريد من تسوس الأسنان، كما يعمل على تقسية مينا الأسنان، حيث تتمّ هذه العملية وفق الأبحاث من خلال إقحام الفلوريد بدل أيونات الهيدروكسيد في هيدروكسيل أباتيت ليتشكّل فلورأباتيت، والذي يتميّز بضعف انحلاليته، بالتالي يكون ثابتاً تجاه اللعاب، فيلعب دوراً في تدعيم الأسنان، وخاصّة أنّ الأباتيت المنحلّ سيترسّب مرّة أخرى بوجود الفلور؛ إلّا أنّ بعض الأبحاث الأخرى دحضت هذه النظرية؛ ولكن مع التأكيد على دور الفلوريد في دعم نمو المينا.[182] بالإضافة إلى ذلك فإنّ الفلوريد يلعب دوراً حاجباً لنوعية معيّنة من الإنزيمات، ممّا يسهم في إعاقة تحلل السكر الذي تسهم فيه أنواع البكتريا.[183] يمكن الحصول على الفلوريد من مصادر طبيعية عادةً إمّا عن طريق ماء الشرب (في بعض البلدان) أو من مصادر غذائية.

بالمقابل فإنّه عندما يتعرّض الأطفال في مرحلة نمو الأسنان إلى كمّيّات فائضة من الفلوريد يمكن حدوث حالة من تسمم الأسنان بالفلور. في هذه الإصابة تظهر نقط أو بقع ملوّنة على سطح الأسنان، كما يصبح السنّ أكثر هشاشةً وأقلّ مقاومة. يتفاوت الحدّ الأعظمي من الفلوريد الموصى به للإنسان يومياً حسب العمر؛ فبالنسبة للرضّع إلى عمر ستة أشهر يبلغ 0.7 مغ؛ ومن 7-17 شهر 0.9 مغ؛ وللأطفال حتى عمر 3 سنوات 1.3 مغ؛ أمّا الأطفال من أربع إلى ثمان سنوات فيكون الحد الأعظمي لهم هو 2.2 مغ؛ وبعد تمام نمو الأسنان تكون حاجة الإنسان الأعظمية من الفلوريد 10 مغ في اليوم.[184]

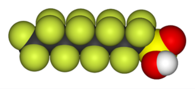
يعدّ نبات الجفبلار السمّي أو ورق السم السمّي (الاسم العلمي:*Dichapetalum cymosum*) من الكائنات الحيّة القليلة التي تستطيع اصطناع الفلور العضوي.

تعمد بعض الدول إلى إضافة أيون الفلوريد إلى ماء الشرب من أجل مكافحة تسوّس الأسنان،[185] كما هو الحال في الأمريكيتين،[186][187] بالمقابل فإنّ ألمانيا لا تسمح بفلورة الماء، أمّا في سويسرا فكانت مدينة بازل سنة 2000 آخر مدينة هناك تقوم بإضافة الفلوريد إلى مياه الشرب.[188] لا يوجد تأكيدات إلى الآن حول ضرورة إضافة الفلوريد إلى ماء الشرب، ولا يزال محطّ خلاف بين جهات داعمة ورافضة للفكرة. فالجهات الداعمة تشير إلى أن فلورة الماء ساهمت في تقليص نخر الأسنان عند الأطفال،[189][190] وأن الأثر السلبي الظاهر هو تسمم الأسنان بالفلور،[191] إلّا أنّ أطراف أخرى تعارض الفكرة من دوافع مادّية كالسلامة وأخرى معنوية أخلاقية.[187][192] خاصّة أنّ الفائدة من فلورة الماء تقلّصت مع انتشار مستحضرات العناية بالأسنان من معاجين وغسول فم ورغوات تنظيف حاوية على مصدر فلوري مثل أحادي فلوروفوسفات الصوديوم في تركيبها.[190][193]

في الكائنات الأخرى [عدل]

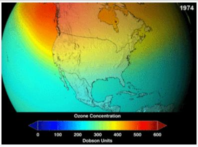
عثر على آثار من الفلور العضوي الطبيعي في بعض النباتات،[47] ولكن ليس في الحيوانات.[194] أكثر مركّبات الفلور العضوية الطبيعية انتشاراً هو فلوروأسيتات الصوديوم، والذي يستخدم كأسلوب دفاع ضد العواشب من قبل ما لا يقل عن 40 نبتة في أفريقيا وأستراليا والبرازيل.[195] تشكّل الأحماض الدهنية ذات النهايات المفلورة، ومركّبات مثل *فلورو أسيتون* و *2-فلورو سيترات* نماذج أخرى عن مركبات فلور عضوية طبيعية.[194] كما عثر على إنزيم مهمته ربط الفلور بالكربون - *أدينوسيل-فلوريد سينثاز*- وذلك في أحد أنواع البكتريا سنة 2002.[196]

الأثر البيئي [عدل]



حمض بيرفلوروأوكتان السلفونيك: هي مادّة كانت تستخدم كمكوّن لمستحضرات الوقاية من البقع الدهنية حتى سنة 2000 عندما منع من الاستخدام.[197]

تتميّز مركّبات الفلور العضوية بأنّها مقاومة للتحلّل الحيوي بسبب قوّة الرابطة الكيميائية بين الكربون والفلور، لذلك تعدّ مركبات الفلوروكربون المختلفة، مثل أحماض بيرفلوروالألكيل (PFAAs) ذات الانحلالية الضئيلة في الماء بسبب المجموعات الوظيفية الحمضية، من الملوّثات المستدامة للبيئة.[198] على هذا الأساس شرعت الأبحاث باستقصاء المركّبات العضوية الفلورية المختلفة مثل حمض بيرفلوروأوكتان السلفونيك (PFOS) وحمض بيرفلورو الأوكتانويك (PFOA).[199][200][201] أفادت دراسة أجريت سنة 2013 بوجود علاقة بين مستويات PFAA في المياه الجوفية والتربة والنشاط البشري، كما وجدت علاقة بين المستويات المرتفعة لكل من PFOS و PFOA في تلك الدراسة.[199][200][202] ترتبط مركبات PFAAs في جسم الإنسان بالبروتينات مثل الألبومين في المصل، وتتركز في الكبد والدم قبل أن تطرح عبر الكلى خارج الجسم، ولكن مدّة المكث تتفاوت حسب الأجسام، ويمكن أن تصل إلى سنوات عند البشر.[199][200][203] يؤدّي التعرّض إلى مستويات مرتفعة من PFOS و PFOA إلى السرطان وحدوث وفيات عند فئران التجارب الوليدة حديثاً، ولا تزال الأبحاث مستمرّة لمعرفة المستويات الحرجة بالنسبة للبشر، خاصّة أن مستويات التعرّض الحالية لم تُبدِ أثراً لحد الآن.[199][200][203]

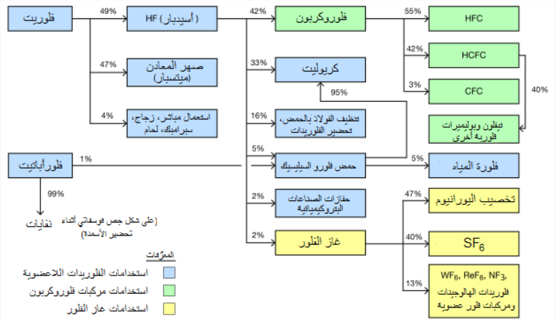


إسقاط مستمر لصور من ناسا يتنبّأ بمصير طبقة الأوزون فوق أمريكا الشمالية في حال عدم التوقيع على اتفاقية مونتريال.[204]

وضعت اتفاقية مونتريال الموقّعة سنة 1987 ضوابط صارمة تجاه استخدام مركبات كلوروفلوروكربون (CFCs) نظراً لأثرها المخرّب الذي يسبّب نضوب الأوزون. تعدّ هذه المركّبات ثابتة ومقاومة للتحلّل حتّى تصل إلى ارتفاعات عالية في طبقات الجوّ، ثمّ تتفكّك حينها لتعطي جذور حرة من ذرّات الكلور والتي تهاجم جزيئات الأوزون.[205] تشير بعض الآراء إلى أنّه حتّى بعد الحظر سيتطلّب الأمر عدّة أجيال حتى تعود طبقة الأوزون إلى الوضع السابق قبل التلوّث الحاصل بسبب مركّبات كلوروفلوروكربون،[206][207] التي تستخدم مركبات هيدروكلوروفلوروكربون كبديل عنها حالياً(HCFCs)،[208] والتي بدورها ستستبدل مستقبلاً (2030–2040) بشكل كامل بمركّبات هيدروفلوروكربون (HFCs) الخالية من الكلور وعديمة الضرر بالنسبة للأوزون.[209] بالمقابل فإنّ غازات فلوروكربون هي غازات دفيئة ذات احتمالية حدوث احترار عالمي (GWPs) تتراوح بين 100 و 10,000، مع العلم أنّ سداسي فلوريد الكبريت له قيمة GWP حوالي 20,000.[210] من هذه المركّبات 2،3،3،3-رباعي فلورو البروبين (HFO-1234yf)، والذي له قيمة GWP تبلغ 4 بالمقارنة مع 1430 لمركّب 1،1،1،2-رباعي فلورو الإيثان (HFC-134a)، وهي مادّة قياسية لمواد التثليج حالياً.[211]

الاستخدامات [عدل]

تقوم عملية التعويم الزبدي بفصل الفلوريت الجاري تعدينه بنسبة متساوية تقريباً إلى صنفين رئيسيين لهما درجات تعدينية متفاوتة: الأول يدعى *ميتسبار metspar* وهو ذو نقاوة تتراوح بين 60-85 %، ويستخدم تقريباً بالكامل في صهر الحديد وإنتاج الصلب؛ أمّا الثاني فهو *أسيدبار acidspar* والذي له نقاوة تزيد عن 97%، والذي يحوّل بشكل رئيسي إلى فلوريد الهيدروجين كمركّب وسطي صناعي.



مخطط تفاعلي يوضّح استخدامات الفلور الصناعية.

التطبيقات الصناعية [عدل]

ينتج ما لا يقل عن 17000 طن متري من الفلور سنوياً، وهو يكلّف 5-8 دولار أمريكي لكل كيلوغرام عند إنتاجه على شكل سداسي فلوريد اليورانيوم أو الكبريت، ولكن السعر يتضاعف عند الحصول عليه بشكل عنصري نظراً للتحدّيات المرافقة أثناء التعامل معه نظراً لنشاطه الكيميائي الكبير، والكثير من العمليّات التي تتطلّب وجود الفلور العنصري تقوم بتوليده *في الموقع* حسب مبدأ التكامل الرأسي.[212]

غاز الفلور [عدل]

محولات SF_6 في محطّة قطار روسية.

إنّ التطبيق الأساسي لغاز الفلور هو استخدامه من أجل تحضير سداسي فلوريد اليورانيوم UF_6 المستخدم في دورة الوقود النووي، باستهلاك يصل إلى 7000 طن سنوياً. يستخدم الفلور العنصري في فلورة رباعي فلوريد اليورانيوم UF_4، والذي يستحصل بدوره من ثنائي أكسيد اليورانيوم UO_2 وحمض هيدروفلوريك.[212] بما أنّ الفلور عنصر أحادي النظير، بالتالي أيّ فرق في الكتلة بين جزيئات UF_6 الغازية هو نتيجة لوجود ^{235}U أو ^{238}U، ممّا يمكّن من تخصيب اليورانيوم عن طريق الانتشار الغازي أو باستخدام طاردة مركزية غازية.[3][44] يستهلك حوالي 6000 طن متري سنوياً من غاز الفلور في إنتاج سداسي فلوريد الكبريت SF_6 الخامل والعازل كهربائياً والمستخدم في المحوّلات عالية الجهد وفي قواطع التيار، ممّا يجنّب الحاجة إلى مركبات ثنائي الفينيل متعدد الكلور الخطرة والتي يترافق تطبيقها مع وجود أجهزة مليئة بالوقود.[213] تستخدم النسبة المتبقية من غاز الفلور في إنتاج بعض الفلوريدات العضوية التي لها تطبيقات مختلفة، ولكنّ تمنع الفعالية العالية له دون استخدامه بشكل مباشر، لذلك يحوّل في البداية إلى مركّبات بين هالوجينية مثل ClF_3 أو BrF_3 أو IF_5، أمّا المستحضرات الصيدلانية الفلورية فيستخدم فيها رباعي فلوريد الكبريت كبديل.[44]

الفلوريدات اللاعضوية [عدل]

تستخدم أملاح الفلوريد بشكل أساسي في صهر المعادن وصناعة الصلب والفولاذ، حيث يضاف حوالي 3 كغ من *ميتسبار* إلى كلّ طن متري من الفولاذ (الصلب)، حيث تعمل أيونات الفلوريد على تخفيض نقطة الانصهار واللزوجة.[44][214] كما يلعب الفلور دوراً آخر في هذه الصناعة، إذ يؤخذ الشكل النقي وهو *أسيدبار* ويفاعل مع حمض الكبريتيك لتحضير حمض هيدروفلوريك، والذي يستخدم من أجل المعالجة الحمضية لتنظيف سطوح الفولاذ، كما يستخدم هذا الحمض أيضاً من أجل تنميش الزجاج وله استخدام في عمليات تكسير الألكانات.[44] يستهلك حوالي الثلث من فلوريد الهيدروجين في تحضير مركبي الكريوليت وثلاثي فلوريد الألومنيوم واللذان يستخدمان كصهيرة في عملية هول-هيرو لاستخراج الألومنيوم، والتي يحتاج فيها لإنتاج طن واحد من الألومنيوم إلى حوالي 23 كغ من تلك المواد.[44][215] يستخدم فلوريد الهيدروجين أيضاً من أجل تحضير أملاح فلوروسيليكات، مثل سداسي فلوروسيليكات الصوديوم Na_2SiF_6، والمستخدم في فلورة المياه، وكذلك كمركّب وسطي أثناء تحضير الكريوليت ورباعي فلوريد السيليكون.[216]

من الفلوريدات اللاعضوية المهمّة أيضاً التي لها تطبيقات صناعية كل من فلوريدات الكوبالت والنيكل والأمونيوم.[44][118][217] كذلك الأمر بالنسبة لفلوريدات الرينيوم والتنغستن التي تستخدم في الترسيب الكيميائي للبخار؛[218] وثلاثي فلوريد النتروجين المستخدم في تنظيف الأجهزة.[44]

مركبات الفلور العضوية [عدل]

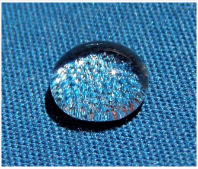
تستهلك الفلوريدات العضوية أكثر من 20% من خامة الفلوريت وأكثر من 40% من حمض هيدروفلوريك حيث يذهب الاستهلاك الأكبر على مواد التثليج، بالإضافة إلى الطلب المتزايد من البوليميرات الفلورية.[44][219] تعدّ المواد الفعّالة بالسطح الفلورية من المنتجات الثانوية لصناعة الفلور الكيميائية، إلّا أنّها تعطي ما مقداره بليون دولار أمريكي كعائدات سنوية.[220] هناك استخدامات أخرى متفرّقة، إذ يستخدم رباعي فلورو الميثان في التنميش بواسطة البلازما،[221][222] أمّا بيرفلورو البوتان C_4F_{10} فيستخدم كمادّة في إطفاء الحرائق.[223]

نظراً للخطر المرافق لتفاعلات فلور-هيدروكربون المباشرة فوق -150 °س، فإنّ إنتاج مركّبات فلوروكربون الصناعية يتمّ بشكل غير مباشر عن طريق تفاعلات تبادل هالوجينية، أو باستخدام الفلورة الكهروكيميائية، التي تخضع فيها الهيدروكربونات إلى التحليل الكهربائي في فلوريد الهيدروجين، ومن ثمّ المعالجة عن طريق عملية فاولر بمادّة فلورية صلبة مثل فلوريد الكوبالت الثلاثي.[30][224]

مواد التثليج

تدعى مواد التثليج الهالوجينية باسم فريونات، وهي تميّز بحرف R يوضع بعده أرقام تشير إلى عدد ذرّات الفلور والكلور والكربون والهيدروجين الموجودة في البنية.[44][225] كانت مركبات كلوروفلوروكربون (CFCs) مثل ثلاثي كلورو فلورو الميثان (R-11) وثنائي كلورو ثنائي فلورو الميثان (R-12) و 1،2-ثنائي كلورو رباعي فلورو الإيثان (R-114) مسيطرة على صناعة الفلور الكيميائية للطلب الكبير عليها في صناعة البرّادات وأجهزة التكييف وكمواد ترذيذ، وبلغت هذه الصناعة ذروتها في ثمانينات القرن العشرين، قبل أن تضمحل بسبب الحظر العالمي المطبّق بعد اتفاقية مونتريال.[44] كبديل أكثر أماناً يستخدم حالياً مركبات هيدروكلوروفلوروكربون (HCFCs) وهيدروفلوروكربون (HFCs)، والتي يتطلّب اصطناعها استهلاك حوالي 90% من الفلور في الصناعات الكيميائية العضوية. من مركبات HCFCs المهمّة مركب كلورو ثنائي فلورو الميثان (R-22) و 1،1-ثنائي كلورو-1-فلورو الإيثان (R-141b). أما بالنسبة لمركّبات HFC فأشهرها 1،1،1،2-رباعي فلورو الإيثان (R-134a)،[44] بالإضافة إلى 2،3،3،3-رباعي فلورو البروبين (HFO-1234yf) الذي له خواص بيئية جيّدة نسبياً.[211]

البوليميرات



قطعة من قماش معالجة بمواد فلورية فعالة بالسطح والتي تكون كارهة للماء عادة.

أنتج حوالي 180 ألف طن متري من البوليميرات الفلورية بين عامي 2006 و 2007، والتي جلبت عائدات فاقت 3.5 بليون دولار سنوياً.[226] قُدّرت عائدات السوق العالمي بحوالي 6 بليون دولار سنة 2011، ويتوقّع لها أن تنمو بنسبة 6.5% سنوياً حتى سنة 2016.[227]

لا يمكن الحصول على البوليميرات الفلورية إلّا عن طريق بلمرة الجذور الحرة.[172] يمثّل متعدد رباعي فلورو الإيثيلين (PTFE)، أو كما يعرف بالاسم التجاري *تيفلون Teflon* التابع لشركة دوبونت،[228] ما قيمته حوالي 60–80% وزناً من الإنتاج العالمي للبوليميرات الفلورية.[226] إن أكبر تطبيق للتيفلون هو في العزل الكهربائي، كما يستخدم كمادة تبطين خاملة في الصناعات الكيميائية عندما يتطلّب الأمر مقاومة للتآكل وذلك للمفاعلات أو تمديدات الأنابيب. من التطبيقات الأخرى استخدامه كطبقة مانعة للالتصاق في أواني الطبخ،[228] وكمادّة دافعة للماء في أقمشة غور-تكس *Gore-Tex* المستخدمة في صناعة الواقيات المطرية ومعدات الوقاية الشخصية، بالإضافة إلى تطبيقات ميكانيكية أخرى.[228] أجريت تحويرات عديدة على هذا البوليمير بحيث أصبح من الممكن الحصول على ميّزات جديدة، فمثلاً استخدمت طبقتين رقيقتين من اثنين من البوليميرات الفلورية محل الزجاج في بعض الخلايا الشمسية.[228][229]

تستخدم الوحدات الأيونية (أيونومير) المفلورة والثابتة كيميائياً في صناعة أغشية الخلايا الكهركيميائية وأشهرها مادة النافيون *Nafion*، والتي طوّرت في ستّينات القرن العشرين، واستعملت بادئ الأمر في صناعة خلايا الوقود في المركّبات الفضائية، ومن ثم حلّت محلّ خلايا عملية الكلور القلوي ذات الأساس المبني على الزئبق. تدخل مركّبات الفلور العضوية أيضاً في صناعة المطاط الاصطناعي والبوليميرات المرنة مثل منتجات *Viton*، والتي هي مزيج من بوليميرات فلورية متشابكة تستخدم في صناعة الحلقات المستديرة.[228]

معالجة السطوح

المواد الفلورية الفعّالة بالسطح هي مواد عضوية فلورية صغيرة ذات قدرة على دفع الماء والبقع، ومن أشهر من سوّقها شركة ثري إم الأمريكية باسم المنتج *Scotchgard*، والذي حقّق مبيعات فاقت 300 مليون دولار سنة 2000.[220][230][231] بالإضافة إلى ذلك، يمكن معالجة سطوح

اللدائن بالفلور ممّا يعطيها طاقة سطح أعلى، وخصوصاً بالنسبة اللدائن المدعمة بألياف والتي يعطيها تماسكاً أكبر، ويقلّل من الاحتكاك؛ كما تزيد فلورة السطوح من الانتقائية في تقنية الأغشية.[232]

الكيماويات الزراعية

إنّ حوالي 30% من الكيماويات الزراعية تحوي على عنصر الفلور في تركيبها،[233] وأغلبها مبيدات للأعشاب وللفطريات، مع وجود قلّة من الهرمونات النباتية. إنّ إقحام مجموعات الفلور العضوية في هذه الكيماويات يؤدّي إلى إطالة مدة المكث الحيوي، كما أنّها تتميّز بقدرتها على اختراق الأغشية وعلى تغيير التعرّف الجزيئي.[234] من الأمثلة الشهيرة عليها مستحضر تريفلورالين المبيد للأعشاب الضارّة،[234][235] والذي ينتشر استخدامه في الولايات المتّحدة، ولكنّه محظور في عدّة دول أوروبية، إذ يشكّ بأنّه مادّة مسرطنة.[236] يعدّ فلوروأسيتات الصوديوم (1080) مادّة سامّة للثدييات، حيث يعمل على الإخلال باستقلاب الخلايا بدخوله محلّ الأسيتات في دورة حمض الستريك. اصطنع هذا المركب لأوّل مرّة في أواخر القرن التاسع عشر، واستخدم كمبيد حشري في أوائل القرن العشرين، لكنّه ممنوع من الاستخدام في كل من الولايات المتّحدة وأوروبا.[195][237] وتعد نيوزيلندا أكبر مستهلك حالي لهذه المادّة، إذ تستخدمه لحماية طيور الكيوي من حيوانات بوسوم كث الذيل الأسترالية.[238]

التطبيقات الطبية [عدل]

العقاقير الصيدلانية [عدل]

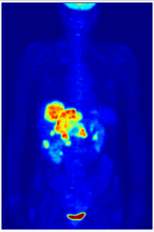
كبسولات دوائية لعقار فلوكسيتين.

يقدّر تقريباً أنّ حوالي 20% من الأدوية الصيدلانية الحديثة تحوي الفلور في تركيبها.[239] يتم فلورة العقاقير من أجل تأخير تثبيطها ومن أجل تطويل مدّة الجرعات ما أمكن، حيث أنّ رابطة كربون-فلور قويّة جدّاً ومستقرّة.[240] تزيد عملية الفلورة أيضاً من جعل العقار محبّاً للدهن، لأنّ الرابطة كارهة للماء بشكل أكبر من الرابطة بين الكربون والهيدروجين، ممّا يساعد في اختراق غشاء الخلية، وبالتالي يصبح التوافر الحيوي ممكناً.[241]

من الأمثلة على هذه الأدوية عقار أتورفاستاتين المخفّض للكوليسترول، والذي حقّق مبيعه عائدات كبيرة قبل أن تنتهي حقوق ملكية اصطناعه ويصبح بالإمكان إنتاج أدوية مكافئة له؛[242] ومن الأمثلة الأخرى أيضاً عقار فلوتيكازون،[241] وكذلك عقار فلوكسيتين المستخدم كمضاد اكتئاب والذي تميّز بخلوّه من الآثار الجانبية التي كانت تسبّبها أدوية مضادات الاكتئاب ثلاثية الحلقات في السابق. في الوقت الراهن هناك عدّة عقاقير فلورية مضادّة للاكتئاب بما فيها مثبطات استرداد السيروتونين الانتقائية: سيتالوبرام ومصاوغه إسيتالوبرام وفلوفوكسامين وباروكسيتين.[243][244] تعدّ مركّبات الكينولون من المضادّات الحيوية واسعة الطيف، والتي غالباً ما يتمّ فلورتها من أجل تحسين أثرها، ومن أمثلتها سيبروفلوكساسين وليفوفلوكساسين.[245][246][247][248]

للفلور أيضاً وجوده في الستيرويدات:[249] فعقار فلودروكورتيزون عبارة عن مينيرالوكورتيكويد رافع لضغط الدم، وترياميسينولون وديكساميتازون عبارة عن ستيرويدات غلوكوكورتيكويد.[250] إنّ أغلب المواد المخدّرة المستنشقة طبّياً تكون مفلورة بشكل كبير، ومن أمثلتها هالوثان، بالإضافة إلى الإيثرات المفلورة مثل سيفوفلوران وديسفلوران، والتي هي أفضل من الهالوثان، وهي تقريباً غير منحلّة في الدمّ، ممّا يتيح فترة إيقاظ أسرع.[251][252]

التصوير المقطعي PET [عدل]



تصوير مقطعي لإنسان وإظهار الأعضاء بواسطة ^{18}F كمادّة اقتفاء.

يستخدم الفلور-18 في تركيب مواد الاقتفاء المشعة من أجل التصوير المقطعي بالإصدار البوزيتروني PET، إذ أنّ عمر النصف لهذا النظير يبلغ حوالي ساعتين، وهي مدّة كافية لإجراء عملية التصوير وتحضيراتها.[253] أشهر مواد الاقتفاء المشعة الفلورية هو مركب فلوروديوكسي غلوكوز،[253] والذي يعطى عبر حقنة وريدية، حيث يمتصّ من أعضاء الجسم وأنسجته المتطلّبة للسكر مثل الدماغ والخلايا في مكان وجود الأورام الخبيثة؛[254] وبعد الكشف يمكن بعد ذلك استعمال التصوير المقطعي المحوسب من أجل تصوير أكثر دقّة وتفصيلاً.[255]

حمل الأكسجين [عدل]

يمكن لمركّبات فلوروكربون السائلة أن تحمل كمّيات كبيرة من الأكسجين أو ثنائي أكسيد الكربون بشكل أكبر من الدم، ولفتت هذه الخاصيّة الانتباه إلى إمكانية استخدام نظرية في تنفس السائل.[256] بما أنّ مركّبات فلوروكربون لا تمتزج مع الماء، فينبغي لذلك إضافة مستحلبات لاستخدامها كبديل للدمّ.[257][258] كمثال على هذه المواد الحاملة للأكسجين مركب *Oxycyte*،[259] إلّا أنّ هذه المواد محظورة الاستخدام في الأنشطة الرياضية إذ تعدّ ضمن المنشطات الممنوعة، وقد جرى تحقيق سنة 1998 على أحد الدرّاجين الذي قارب الوفاة بسبب تعاطي مثل هذه المواد غير المشروعة.[260][261]

من التطبيقات للمواد الفلورية حاملة الأكسجين استخدامها في الحالات الطارئة لمساعدة المصابين بحروق شديدة ولمساعدة الأطفال الخدّج الذين يعانون من مشاكل في التنفّس بسبب عجز الرئتين عن أداء وظيفتها،[262] إلّا أنّ مثل هذه المواد لم يصل بعد إلى مرحلة التجارب السريرية لأنّ النتائج لم تكن أفضل من وسائل العلاج العادية.[263]

المخاطر [عدل]

إنّ الفلور العنصري عالي السمّية بالنسبة للكائنات الحيّة، ويبدأ تأثيره على الإنسان من تراكيز أدنى من تأثير سيانيد الهيدروجين وتقدّر بحدود 50

جزء في المليون (ppm)،[264] وهو قريب من التراكيز المؤثّرة لغاز الكلور السامّ أيضاً.[265] تحدث تهيّجات خطيرة للعينين وللجهاز التنفّسي بالإضافة إلى أضرار في الكبد والكليتين عند تراكيز أعلى من 25 جزء في المليون (ppm)، والتي تعدّ قيمة تركيز الفلور ذات الخطورة الفورية للحياة أو الصحة (IDLH).[266][267] تتأذّى العينان والأنف بشكل كبير عند تراكيز تصل إلى 100 ppm؛ أمّا استنشاق غاز الفلور عند تركيز 1000 ppm فسوف يسبب الموت خلال دقائق معدودة،[268] وذلك بالمقارنة مع 270 ppm لسيانيد الهيدروجين.[269]

حروق كيميائية خطيرة وشديدة بسبب حمض هيدروفلوريك.[270]

يؤدّي التماس مع حمض هيدروفلوريك HF إلى حروق كيميائية شديدة، وذلك بشكل أكبر من الأحماض القويّة مثل حمض الكبريتيك على الرغم من ضعفه، حيث يبقى معتدلاً في المحاليل المائية، وبالتالي يخترق الأنسجة بشكل أسرع، سواء عبر الاستنشاق أو الابتلاع أو التماس عبر الجلد، حيث يتفاعل مع المغنسيوم أو الكالسيوم في الدم مسبّباً حدوث نقص كالسيوم الدم ووفاة محتملة بسبب اضطراب النظم القلبي.[271] يؤدّي تشكّل فلوريد الكالسيوم غير المنحل إلى آلام مبرحة،[272] ويمكن أن تسبّب الحروق الأكبر من 160 سم^2 سمّيّة خطيرة للأعضاء.[273] بالإضافة إلى ذلك، يستطيع HF أن يشكّل روابط هيدروجينية قويّة، وبالتالي بإمكانه تغيير البنية الرابعية للبروتينات.[274] في حال تعرّض الجلد إلى HF فإنّه يمكن تخفيف الضرر بشطفه بتيّار من الماء لمدة 10-15 دقيقة وبالتخلّص من الملابس الملوّثة.[275] يمكن إضافة غلوكونات الكالسيوم بعد ذلك من أجل توفير أيونات الكالسيوم كي يتاح لها الارتباط مع الفلوريد، وذلك على شكل جل 2.5% أو محاليل معالجة خاصّة.[276][277][278] في أسوأ الأحوال قد يتطلّب الأمر بتر العضو المصاب.[273][279]

تعدّ الفلوريدات المنحلة متوسّطة السمّية، إذ يتراوح المجال بين 32-64 مغ أيون فلوريد لكل كيلوغرام من كتلة الجسم، وهي تمثّل الجرعة القاتلة بالنسبة للبالغين.[280] إنّ مقدار الخُمس من هذه الجرعة القاتلة يمكن أن يسبب العديد من الآثار السلبية على صحة الجسم،[281] كما أنّ التعرّض المزمن لجرعات زائدة يمكن أن يؤدّي إلى حدوث حالة تسمم هيكلي بالفلور، والتي تصيب عدداً كبيراً من الأشخاص في آسيا وأفريقيا.[281][282] توضع حدود التعرّض للفلوريد بإجراء فحص للبول وذلك لمعرفة قدرة الجسم على التخلّص من أيونات الفلوريد.[281][283] إنّ أغلب حالات التسمم بالفلوريد المسجلّة تاريخياً كانت بسبب الابتلاع غير المقصود للمبيدات الحشرية الحاوية على فلوريدات غير عضوية.[284] وقد سجّلت بعض الحوادث المتفرقة بسبب ابتلاع معاجين الأسنان الحاوية على الفلوريد،[281] أو بسبب عطل فني في أجهزة فلورة المياه مثلما حدث في ألاسكا، والذي أودى بحياة شخص وأصاب 300 آخرين.[285] تنصح مراكز مكافحة الأمراض واتقائها الأمريكية بمصاحبة الأطفال دون السادسة أثناء تنظيفهم لأسنانهم كي لا يبتلعوا معاجين الأسنان.[286] وقد سجّلت دراسة محلّية في الولايات المتحدة حدوث 87 حالة تسمّم بالفلوريد على مدار سنة كاملة، معظمها دون أعراض، و30% منها كانت مترافقة بآلام في المعدة.[284] وقد بيّنت دراسة شملت كامل الولايات أنّ 80% من الحالات كانت لأطفال دون السادسة، ولم يكن هناك إلا بضعة حالات خطيرة فقط.[287]

المراجع [عدل]

1. ↑ أ ب Compressed Gas Association، 365 صفحة.
2. ↑ أ ب ت ث ج Haynes 2011، 4.121 صفحة.
3. ↑ أ ب ت ث Jaccaud et al. 2000، 382 صفحة.
4. ↑ أ ب ت ث Jaccaud et al. 2000، 381 صفحة.
5. ↑ أ ب ت Dean 1999، 4.6 صفحة.
6. ^ Dean 1999، 4.35 صفحة.
7. ^ Matsui 2006، 257 صفحة.
8. ^ Mackay, Mackay & Henderson 2002، 72 صفحة.
9. ^ Cheng et al. 1999.
10. ^ Yaws & Braker 2001، 385 صفحة.
11. ^ Greenwood & Earnshaw 1998، 790 صفحة.

Archived from the original on 20 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 16 يوليو 2016.

150. ^ Greenwood & Earnshaw 1998، صفحات 638–640, 683–689, 767–778.
151. ^ Wiberg, Wiberg & Holleman 2001، صفحات 435–436.
152. ^ Greenwood & Earnshaw 1998، صفحات 828–830.
153. ^ Patnaik 2007، صفحات 478–479. "نسخة مؤرشفة". Archived from the original on 17 يونيو 2016. اطلع عليه بتاريخ 16 يوليو 2016.

المصادر مرتبة أبجدياً [عدل]

- Agricola, Georgius; Hoover, Herbert Clark; Hoover, Lou Henry (1912). *De Re Metallica*. London: The Mining Magazine.
- Aigueperse, J.; Mollard, P.; Devilliers, D.; Chemla, M.; Faron, R.; Romano, R. E.; Cue, J. P. (2000). "Fluorine Compounds, Inorganic". In Ullmann, Franz (المحرر). *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. **15**. Weinheim: Wiley-VCH. صفحات 397–441. doi:10.1002/14356007. ISBN 3527306730.
- Air Products and Chemicals (2004). "Safetygram #39 Chlorine Trifluoride" (PDF). Air Products and Chemicals. الأصل مؤرشف من (PDF) في 18 مارس 2006. اطلع عليه بتاريخ 16 فبراير 2014.
- Alavi, Abbas; Huang, Steve S. (2007). "Positron Emission Tomography in Medicine: An Overview". In Hayat, M. A. (المحرر). *Cancer Imaging, Volume 1: Lung and Breast Carcinomas*. Burlington: Academic Press. صفحات 39–44. ISBN 978-0-12-370468-9.

وصلات خارجية [عدل]

في كومنز صور وملفات عن: فلور

فيديو خارجي

تفاعلات مختلفة لعنصر الفلور على يوتيوب

تفاعل الفلور مع السيزيوم على يوتيوب

ع · ن · ت	**الجدول الدوري**
ع · ن · ت	**عناصر كيميائية ثنائية الذرة**
ع · ن · ت	**مغنون أوكرانيون (فرق) من عقد 2000**
ع · ن · ت	**مكملات غذائية**
ضبط استنادي	BNE: XX531809 · BNF: cb11976289w (data) · GND: 4017696-4 · LCCN: sh85049424 · NDL: 00563785
معرفات كيميائية	***NIOSH Pocket Guide ID***: 0289 · ***PubChem CID***: 5360525 · ***CAS Number***: 7782-41-4 · ***RTECS number***: LM6475000 · ***Gmelin number***: 544

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الكيمياء**

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 14 ديسمبر 2016 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: فلور | عناصر كيميائية | غازات صناعية | قوالب صحة ورشاقة | لافلزات ثنائية الذرة | مؤكسدات | هالوجينات

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 6 فبراير 2021، الساعة 20:07.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

Powered By MediaWiki · a WIKIMEDIA project

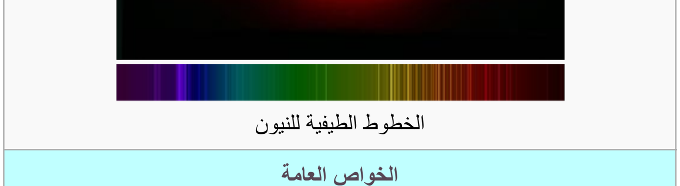
نيون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Dansk
Deutsch
English
Suomi
हिन्दी
Magyar
සිංහල
اردو
中文
بقية الوصلات: 151
عدل الوصلات

النيون هو عنصر كيميائي له العدد الذرّي 10، والرمز **Ne**، وهو ينتمي إلى مجموعة الغازات النبيلة في الجدول الدوري. يكون النيون في الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز خامل أحادي الذرة وعديم اللون والرائحة، وهو أخفّ من الهواء، إذ أن قيمة كثافته تبلغ حوالي الثلثين من قيمة كثافة الهواء.

صوديوم ← **نيون** ← فلور



المظهر	
غاز عديم اللون ذو وميض أحمر-برتقالي في حالة البلازما	

الخطوط الطيفية للنيون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيون، 10، Ne
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 2، p
الكتلة الذرية	20.1797 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	$1s^2 2s^2 2p^6$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 0.9002 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	1.207[1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	24.56 ك، -248.59 °س
نقطة الغليان	27.07 ك، -246.08 °س
نقطة ثلاثية	24.5561 كلفن (-249°س)، 43[2][3] كيلوباسكال
النقطة الحرجة	44.4 ك، 2.76 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	0.335 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	1.71 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	12	13	15	18	21	27

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	لا بيانات
طاقات التأين	الأول: 2080.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 3952.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 6122 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	58 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	154 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[4]
الناقلية الحرارية	$49.1x10^{-3}$ واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 0 °س) 435 متر/ثانية
معامل الحجم	654 غيغاباسكال
رقم CAS	7440-01-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر النيون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{20}Ne	**90.48%**	^{20}Ne هو نظير مستقر وله 10 نيوترون			
^{21}Ne	0.27%	^{21}Ne هو نظير مستقر وله 11 نيوترون			
^{22}Ne	9.25%	^{22}Ne هو نظير مستقر وله 12 نيوترون			

ع · ن · ت

اكتُشف غاز النيون مع غازي الكريبتون والزينون سنة 1898 كواحد من ثلاثة غازات نبيلة نادرة متبقية في عيّنة من الهواء الجاف، بعد إزالة غازات النتروجين والأكسجين والآرغون وثنائي أكسيد الكربون. كان النيون ثاني الغازات النادرة الثلاثة المكتشفة، وجرى التعرّف فوراً على أنه عنصر جديد من طيف الانبعاث (طيف الإصدار) الخاص به، والذي له لون أحمر برتقالي ساطع. النيون عنصر خامل كيميائياً، ولا يشكّل أي مركّب كيميائي معتدل بدون شحنة كهربائية.

خلال عملية التخليق النووي للعناصر تشكّلت كمّيّات كبيرة من النيون من عملية ألفا في النجوم. على الرغم من أنّ النيون عنصر شائع جداً في الكون وفي النظام الشمسي، إذ أنّه الخامس في الترتيب من حيث الوفرة الكونية (بعد الهيدروجين والهيليوم والأكسجين والكربون)، إلاّ أنّه نادر الوجود على الأرض، حيث يكون تركيزه في تركيب الهواء حوالي 18.2 جزء في المليون (ppm) حجماً، وتكون نسبته أقلّ في القشرة الأرضية، والذي يكون على شكل غاز محتجز داخل بعض أنواع الصخور. يعود السبب في ارتفاع تركيز النيون الكوني مقابل انخفاضه على الأرض إلى التطايرية العالية وخفّة وزنه بالمقارنة مع الهواء، إضافةً لعدم تشكيله أيّة مركّبات كيميائية تربطه بالأجسام الصلبة. بالتالي كنتيجة فإنّه تفلّت غالباً من الكواكب المصغرة تحت حرارة الشمس أثناء المراحل الأولية لولادة النظام الشمسي.

يعطي النيون توهّجاً مميّزاً ذا لون برتقالي محمّر في مصابيح النيون منخفضة الجهد، وكذلك الأمر في أنابيب التفريغ وفي لافتات النيون ذات الجهد العالي.[5][6] يستخدم النيون في بعض أنابيب البلازما وله بعض التطبيقات كغاز مثلّج، إلّا أنّ استخداماته في التطبيقات التجارية الأخرى قليلة. يستحصل على النيون تجارياً من التقطير التجزيئي للهواء المسيّل، وبما أنّ الهواء هو المصدر الوحيد فلذلك تكون أسعاره أغلى من الهيليوم.

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

وليام رامزي

اكتُشف عنصر النيون لأوّل مرّة سنة 1898 من قبل العالم وليام رامزي ومساعده موريس ترافرز.[7] كان رامزي قد اكتشف سنة 1894 الغاز النبيل الأول وهو الآرغون، ثم استطاع فصل غاز الهيليوم؛ ونظراً لعلمه بقوانين الجدول الدوري للعناصر فقد فطن أنّه يوجد غاز نبيل بين الهيليوم والأرغون، وأنّ كتلته الذرية نحو 20 وحدة ذرية (u).

شرع رامزي ابتداءً من سنة 1896 بفحص معادن خام ومواد شهب عديدة، والتي تنبعث منها غازات عند تسخينها. وكان يساعده في ذلك تلميذه موريس ترافرز، وكان معظم ما يجدانِه هو غاز الهيليوم وبعده الأرغون.[8] بعد ذلك قام العالمان بفصل نحو 15 لتر من غاز الأرغون (الخام) من الهواء السائل باستخدام طريقة التقطير المجزّأ، وكان أول ما ظهر لهما غاز الكريبتون وعرفاه من طيف انبعاثه. وفي يوم 13 يونيو 1898 نجح الاثنان في فصل عنصر أخفّ ذي درجة غليان أخفض من الأرغون الخام، فأطلقا عليه اسم "نيون" من الكلمة الإغريقية νέον، وهي الشكل المفرد الحيادي لغوياً من νέος (نيوس)، والتي تعني: جديد. كان اللون الأحمر-البرتقالي الساطع والمنبعث من عنصر النيون المثار إلكترونياً محطّ انتباه على الفور، وقام ترافيرز بتدوين ذلك لاحقاً: «أنبأنا الضوء الأحمر الساطع من الأنبوب بالقصّة وحده، وكان مشهداً حاضراً في البال لن ينسى.»[9]

كانت ندرة النيون في البداية عائقاً أمام أيّة تطبيقات محتملة؛ إلى أن تمكّن جورج كلود من إنتاج كمّيّات وافرة منه في شركته إير ليكيد، والتي كانت تنتج النيون كمنتج ثانوي من عملية تسييل الهواء. كان أول استخدام للعنصر الجديد سنة 1910 حيث استخدمه العالم كلود في صناعة مصباح النيون. ملأ "كلود" أنبوبة زجاجية بغاز النيون وسلط عليه من الجانبين جهداً كهربائياً عالياً فجعله يضيء.[10] عرض كلود مبدأ إضاءة النيون الحديثة في باريس على هيئة أنابيب نيون مغلقة، والتي حاول في البداية أن يبيعها كإنارة داخلية للبيوت، إلّا أنّها لم تلق استحساناً لدى الناس نظراً للونها. قام كلود بعد ذلك سنة 1912 ببيع أنابيب النيون كلافتات للدعاية والتي لاقت نجاحاً فورياً في أوروبا، ومنها انتقلت إلى أمريكا وساهمت في ازدهار قطاع الدعاية بسبب اللون الأحمر المتوهّج الأخّاذ.[11]

لعب النيون دوراً في الفهم الأساسي لطبيعة الذرّات سنة 1913، عندما قام جوزيف جون طومسون وكجزء من تجاربه لفهم طبيعة تركيب أشعة القنال (أشعّة الأنود/أشعّة مصعدية) بإجراء تجربة تمرير حزم من أيونات النيون داخل حقل مغناطيسي وكهربائي، وقاس انحراف تلك الحزم على صفيحة فوتوغرافية ضوئية. لاحظ طومسون وجود بقعتين منفصلتين من اللطخات الضوئية على الصفيحة الفوتوغرافية، والتي تشير إلى مساري انحراف مختلفين للأيونات. خلص طومسون في النهاية إلى استنتاج أنّ بعض الذرّات في غاز النيون ذات كتلة أعلى من البقيّة. على الرغم من عدم المقدرة في عصر طومسون على تقديم تفسير لذلك، إلّا أن تلك التجربة كانت أول اكتشاف لنظائر مستقرّة بين العناصر، ومهّد الجهاز الذي صنعه طومسون الطريق لتطوير تقنية مطيافية الكتلة .

الوفرة الطبيعية [عدل]

في الكون [عدل]

يعدّ النيون من العناصر الشائعة في الكون، فهو يأتي في المرتبة الخامسة من حيث وفرة العناصر الكيميائية في الكون من حيث الكتلة، وذلك بعد الهيدروجين والهيليوم والأكسجين والكربون. تنتج النظائر المستقرّة من النيون في النجوم، حيث يتشكّل النظير ^{20}Ne من تفاعل اندماج الهيليوم والأكسجين في عملية ألفا، والتي تتطلّب درجات حرارة تفوق 100 ميغاكلفن.

تعادل وفرة النيون في الكون حوالي جزءاً واحداً في كل 750، أمّا في الشمس والسدم في النظام الشمسي فهي تبلغ افتراضياً جزءاً واحداً في كل 600. بيّنت عيّنات من الغلاف الجوّي لكوكب المشتري أُخذت بواسطة مسبار غاليليو أنّ تركيز النيون في الطبقات العليا منخفض، وهو يصل إلى مستوى جزء واحد في كل 6000 من حيث الكتلة، ممّا قد يشير إلى أن الكواكب المصغّرة الجليدية التي جلبت النيون إلى المشتري من خارج النظام الشمسي كانت قد تشكّلت في منطقة ذات درجات حرارة مرتفعة، بحيث لم تكن قادرة على استبقاء النيون كمكوّن للغلاف الجوي، مع العلم أنّ وفرة الغازات الخاملة الأثقل في المشتري هي أكبر بعدّة مرّات من التي في الشمس.[12]

بناءً على دراسات أجريت سنة 2015 باستخدام مسبار مستكشف بيئة الغبار والغلاف الجوي القمري (LADEE) التابع لوكالة ناسا فقد اكتشف وجود عنصر النيون في غلاف إكسوسفير الخارجي للقمر.[13]

على الأرض [عدل]

يؤلّف النيون جزءاً واحداً من في كل من 55,000 جزء من غلاف الأرض الجوي، أو بتعبير آخر 18.2 جزء في المليون (ppm) حجماً، أو جزء في كل 79,000 جزء كتلةً. يوجد النيون بنسب ضئيلة في القشرة الأرضية على شكل غاز محتجز داخل بعض أنواع الصخور. على هذا الأساس ينتج النيون صناعياً فقط من التقطير التجزيئي للهواء المسيّل.[1]

يعود سبب ندرة النيون على الأرض، كما هو الحال مع الهيليوم، إلى خفّته وتطايريّته العالية ولارتفاع ضغط البخار لديه عند درجات حرارة منخفضة، بالإضافة إلى خموله الكيميائي الذي يعيق تشكيل مركّبات كيميائية. كلّ تلك الخواص حالت دون احتجازه في الغاز المتكاثف وضمن سحب الغبار التي شكّلت الكواكب الصغيرة والحارّة مثل الأرض.

الإنتاج [عدل]

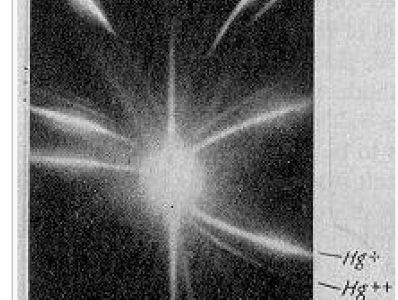
يستحصل على النيون كمنتج ثانوي من عمليّة فصل مكوّنات الهواء باستخدام عملية ليندة. بعد فصل كل من بخار الماء وثنائي أكسيد الكربون والأكسجين والغازات النبيلة ذات درجات الغليان الأعلى، وجزء كبير من النتروجين، يتبقّى مزيج غازي مكوّن من 35 % نيون بالإضافة إلى حوالي 50 % نتروجين؛ ونسبة كسر مولي متبقيّة من بخار الماء والهيليوم.

يمكن إتمام عملية الفصل بعدّة وسائل بحيث يتم الحصول في النهاية على غازات نقيّة من النيون والهيليوم. إحدى هذه الوسائل تتم من خلال التكثيف المتتالي عند درجات غليان متفاوتة والاستفادة من تأثير جول-طومسون في إجراء عملية الفصل. بعد فصل الهيدروجين بواسطة التفاعل مع الأكسجين بوجود حفاز وإزاحة الماء المتشكّل؛ يتمّ بعد ذلك إسالة النتروجين عند درجة حرارة تبلغ 66 كلفن وضغط 30 بار، ويفصل عن المزيج. تجري بعد ذلك عمليّة تنقية من النتروجين المتبقي بواسطة الامتزاز على على السيليكا جل (هلام السيليكا)، فيتبقّى مزيج غازي مكوّن من حوالي 76 % نيون و 24 % هيليوم، والذي يعرّض إلى ضغوط مرتفعة تصل إلى 180 بار عند درجة حرارة الغرفة في البداية، ثم تخفّض تدريجياً إلى 50 كلفن. يجري تخفيف الضغط والتمديد إلى 25 بار، حيث يتكاثف عندها النيون، ويبقى الهيليوم بالحالة الغازية؛ ثم يتم التأكّد من الفصل بشكل أدقّ باستخدام عمود تجزئة.[14]

كطريقة أخرى يمكن إجراء عمليّة امتزاز، والتي تطبّق بعد فصل النتروجين؛ حيث يُمتزّ المزيج الغازي الحاوي على نسبة من النيون على مادة مازّة عند ضغط مقداره 5 بار ودرجة حرارة تصل إلى 67 كلفن. بتخفيف الضغط إلى 3 بار يتحرّر النيون مرّة أخرى (عملية انتزاز)، ويفصل بالتالي عن الهيليوم. من أجل الحصول على نقاوة أعلى تعاد عملية الامتزاز لمرّتين على التوالي.[14]

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر النيون



أوّل اكتشاف لنظائر مستقرّة كان عن طريق تجربة قام بها العالم طومسون سنة 1913 على بلازما النيون، حيث وجد في اللوحة الفوتوغرافية علامات تصادم متباينة لكل من النظيرين نيون-20 ونيون-22.

هناك بالإجمال 18 نظيراً معروفاً للنيون، وتتراوح الكتل الذرّية لهذه النظائر بين ^{16}Ne و ^{34}Ne. من بين هذه النظائر هناك ثلاثة نظائر مستقرّة، وهي: ^{20}Ne و ^{21}Ne و ^{22}Ne؛ وأكثرها وفرةً في الطبيعة هو النظير نيون-20 ^{20}Ne بنسبة 90.48 %؛ يليه النظير نيون-22 ^{22}Ne بنسبة 9.25 % ؛ ثمّ النظير نيون-21 ^{21}Ne بنسبة 0.27 %.

للنظيرين ^{21}Ne و ^{22}Ne أصل مختلط، فقسم منه عبارة عن نويدة ابتدائية أصلية منذ نشأة الكون والآخر نويدة مولَّدة ناتجة عن التفاعلات النووية للنويدات الأخرى مع النيوترونات أو الجسيمات الأخرى المحيطة. بالمقابل، فإنّ النويدة الأكثر وفرةً وهي ^{20}Ne عبارة عن نويدة ابتدائية تشكّلت أثناء التخليق النووي النجمي، ولا تتولّد إلّا في حالات نادرة؛ لذلك فإنّ سبب التفاوت في نسبة ^{20}Ne في الأرض هو محلّ خلاف بين العلماء.[15] إنّ التفاعل النووي الأساسي الذي يعطي نظائر النيون الوليدة يبدأ من ^{24}Mg و ^{25}Mg، واللذان يعطيا ^{21}Ne و ^{22}Ne على الترتيب، وذلك من خلال اصطياد النيوترونات والإصدار الفوري لجسيمات ألفا. يتمّ الحصول على النيوترونات المصطادة من تفاعل تشظّي ثانوي ناتج عن سلسلة اضمحلال اليورانيوم.

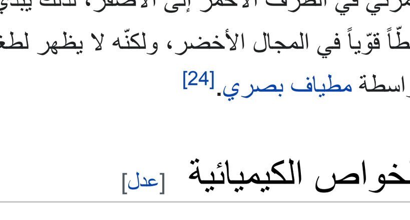
نتيجة لتطاير النيون وفقدانه في الكون وبسبب تشكّله في التفاعلات النووية، فإنّ النسبة $^{20}Ne/^{22}Ne$ و $^{21}Ne/^{22}Ne$ من النيون المحتجز داخل الصخور، والمحجوب عن التماس مع الغلاف الجوي المحيط، هي نسبة غير واحدة وغير متساوية دوماً. تكون المحصّلة النهائية وجود ميل لانخفاض نسبة $^{20}Ne/^{22}Ne$ مقابل ارتفاع نسبة $^{21}Ne/^{22}Ne$ في الصخور الغنيّة باليورانيوم.[16] يمكن للنظير نيون-21 أن يتشكّل من تفاعلات نووية مولّدة له عندما يلتقط ^{20}Ne نيوتروناً من مصادر طبيعية كونية، كما يتشكّل أيضاً من تفاعلات التشظي على المغنسيوم والصوديوم والسيليكون والألومنيوم. لذلك فإنّ نسبة النظائر المذكورة تعطي دلائل على مرحلة التكوّن؛ فالنيون المحتجز داخل الصخور والمتشكّل من تفاعلات تشظية الأشعة الكونية تكون لديه نسبة مرتفعة من ^{21}Ne. أما نويدات النيون الابتدائية التي احتجزت داخل الصخور والأحجار الكريمة مثل الألماس قبل فقدان قسم كبير من النيون فهي ذات نسبة مرتفعة من ^{20}Ne.[17][18] من خلال تحليل نسب هذه النظائر الثلاثة يمكن بالتالي التمييز بين النيون القادم من مصدر محتجز داخل صهارة الأرض وبين النيون الكوني وبين النيون المولّد نووياً، كما تستخدم هذه النسب في تحديد زمن التعرّض الكوني للصخور والأحجار النيزكية.[19]

أمّا باقي النظائر الأخرى فهي نظائر مشعة ذات عمر نصف قليل، يبلغ حدّه الأعظمي 3.38 دقيقة للنظير نيون-24 ^{24}Ne.[20]

الخواص الفيزيائية [عدل]

نظام بلّوري مكعّب لبلّورات النيون الصلب، a = 443 pm

يكون النيون في الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز أحادي الذرة عديم اللون والرائحة، ويبدأ بالتكاثف عند درجات حرارة تصل إلى 27 كلفن (– 246 °س)؛ ويتصلّب عند 24.57 كلفن (– 248.59 °س). بالتالي فلدى النيون أصغر مجال من درجات الحرارة في الحالة السائلة بالمقارنة مع باقي العناصر الكيميائية. كما هو الحال مع باقي الغازات النبيلة - عدا الهيليوم - يتبلور النيون الصلب وفق نظام بلوري مكعّب، وتبلغ قيمة ثابت الشبكة البلورية له a = 443 بيكومتر.[21]

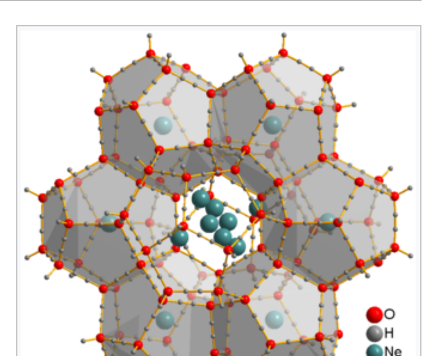


الخطوط الطيفية للنيون في أنبوب تفريغ

تبلغ كثافة النيون 0,9 كغ/م^3 عند 0 °س و 1013 هيكتوباسكال، بالتالي فهو أخفّ من الهواء ويصعد إلى الأعلى. تقع النقطة الثلاثية في مخطط أطوار النيون عند 24.56 كلفن و 43.37 كيلوباسكال؛[22] أمّا النقطة الحرجة فتقع عند 44.4 كلفن و 265.4 كيلوباسكال؛ في حين أنّ الكثافة الحرجة يبلغ مقدارها 0.483 غ/سم^3.[23] للنيون انحلالية ضعيفة في الماء، حيث يمكن أن ينحلّ منه أعظمياً مجرّد 10.5 مل في ليتر واحد من الماء عند 20 °س.[23]

يظهر النيون، كما هو الحال مع باقي الغازات النبيلة، عند تعريضه لتفريغ كهربائي خطوطاً طيفية مميّزة. تقع الخطوط الطيفية للنيون في المجال المرئي في الطرف الأحمر إلى الأصفر، لذلك يبدي غاز النيون في أنابيب التفريغ اللون الأحمر البرتقالي الساطع المميّز. يحوي طيف النيون أيضاً خطّاً قوّياً في المجال الأخضر، ولكنّه لا يظهر لطغيان اللون في المجال الأحمر، ولا يمكن مشاهدته إلا عند تفريق المكوّنات البصرية للضوء بواسطة مطياف بصري.[24]

الخواص الكيميائية [عدل]



البنية البلّورية لمركّب هيدرات قفصي للنيون.[25]

النيون كأحد الغازات النبيلة النمطية لا يقوم بأي نشاط كيميائي يذكر، فهو غاز خامل، وكما هو الحال مع الهيليوم، فليس لعنصر النيون أيّة مركّبات كيميائية معتدلة مستقرّة معروفة. يعود السبب في ذلك إلى اكتمال غلاف التكافؤ بالالكترونات (توزيع الغاز النبيل)، لذلك فهو يوجد بحالة غاز أحادي الذرة. يمكن الحصول على أيونات من النيون فقط باستخدام تقنية مطيافية الكتلة، ومن أمثلتها Ne^+ و $ArNe^+$ و $HeNe^+$ و HNe^+؛ وذلك ضمن جو مفرغ من الغازات.[26]

حسب الحسابات النظرية فإنّ النيون هو أكثر العناصر الكيميائية خمولاً، وذلك حتى بالمقارنة مع باقي الغازات النبيلة، إذ وجد أنّ إنتالبية التفكّك لمركّبات من النمط NgBeO، حيث يرتبط Ng (رمز يشير إلى الغاز النبيل) مع أكسيد البيريليوم BeO، تكون أقلّ ما يكون عند النيون. وحتى بالنسبة للهيليوم، إذ وجد نظرياً أنّ مركّب فلوروهيدريد الهيليوم HHeF هو أكثر ثباتاً واستقراراً من نظيره في النيون، ويعود ذلك إلى كبر المسافة بين الفلور والهيدروجين، ممّا يضعف بالتالي قوى التجاذب في أيون HNe^+ وذلك بالمقارنة مع نظيره في الهيليوم، أو يمكن أن تنسب إلى التآثر التنافري بين مدارات p-π في كاتيون النيون.[27]

يمكن للنيون أن يشكّل ما يعرف باسم المركّبات القفصية (الكلاثيرات)، والتي تنشأ عندما تحتجز ذرّات النيون داخل تجويف مركّب كيميائي آخر، بحيث أنّ الترابط لا يكون كيميائياً، إنّما إحاطة فيزيائية بالمادة. يتمّ الحصول على هيدرات قفصية صلبة من الجليد والحاوية على غاز النيون المحتجز داخلها عند ضغوط كبيرة تتراوح بين 0.35 – 0.48 غيغاباسكال ودرجات حرارة منخفضة تصل إلى –30 °س.[28] يستطيع النيون أن يتحرّر من هذه المركّبات بوضعها في حجرة تفريغ لعدّة أيام، مخلّفاً وراءه نوع من الجليد يعرف بالرمز *ice XVI*، وهو أخفّ أنواع بلورات الجليد كثافة.[25]

التخليق النووي [عدل]

يلعب النيون، وخاصة النظير ^{20}Ne دوراً مهمّاً كناتج وسطي أثناء عملية التخليق النووي في النجوم. إنّ أوّل تشكّل للنظير النيون-20 يتم في عملية احتراق الكربون، في حين أنّه لا يتشكّل في عملية احتراق الهيليوم (تفاعل ألفا الثلاثي)، وذلك بسبب صغر قيمة مقطع التصادم لنوى ^{16}O مع جسيمات ألفا α؛ في حين أنّه من الممكن فقط للنظائر ^{21}Ne و ^{22}Ne أن تتشكّل من النظير الأثقل للأكسجين ^{18}O. عندما ترتفع درجة حرارة وكثافة النجم بعد استهلاك الهيليوم تأتي بعد ذلك مرحلة احتراق الكربون، والتي يتمّ فيها اندماج ذرتي كربون ليتشكّل بادئ الأمر نظير المغنسيوم $^{24}Mg^*$ ، والذي يتفكّك بدوره مطلقاً أشعة ألفا إلى النويدة ^{20}Ne.

$$^{12}C + {}^{12}C \longrightarrow {}^{24}Mg \longrightarrow {}^{20}Ne + {}^{4}He$$

مع تزايد درجات الحرارة والضغط تصل الأمور إلى عملية احتراق النيون، والتي يتفكّك فيها النيون بإصدار أشعة ألفا إلى ^{16}O.

$$^{20}Ne + \gamma \longrightarrow {}^{16}O + {}^{4}He$$

وتحدث هذه العملية بسبب القابلية العالية لنوى ^{20}Ne لأشعة غاما بالمقارنة مع نوى ^{16}O الأخفّ، والتي يتوقّع أن تخوض هي ذلك التفاعل. بعد انتهاء عملية احتراق النيون تبدأ عملية احتراق الأكسجين، والتي تنتج العناصر الأثقل مثل السيليكون والكبريت والفوسفور.[29][30]

الاستخدامات [عدل]

مصباح نيون على شكل رمز العنصر يعطي الوهج الأحمر البرتقالي المميّز.

ليزر-هيليوم-نيون أثناء تشغيله.

نظراً لندرة غاز النيون وصعوبة عمليّة فصله واستخلاصه، والتي تترجم في ارتفاع ثمنه بالمقارنة بثمن الأرغون، فإنّ استخدامات النيون تكون بكمّيّات ضئيلة فقط وتطبيقاته محدودة. من هذه التطبيقات استخدامه في ملء أنابيب المهبط البارد ومصابيح النيون وكذلك في مصابيح الفلوريسنت أيضاً، والتي يحدث فيها عملية تفريغ كهربائي والتي تسبّب إشعاع ضوء برتقالي اللون مميّز للنيون؛ كما يستخدم كذلك في لمبات الوماض.[23] عادة ما تكون مصابيح النيون صغيرة، ويتراوح جهد التشغيل لها بين 100 و 250 فولت؛[31] وكانت تستخدم كثيراً للدلالة على مرور التيار الكهربائي في الدارات، لكنها استبدلت حالياً بالصمامات الثنائية المضيئة (LED) الأوفر. أمّا لافتات النيون فيتمّ تشغيلها عادةً عند قيم جهد مرتفعة تتراوح بين 2 - 15 كيلوفولت، ويصل طول الأنابيب المضيئة إلى بضعة أمتار.[32] تصاغ الأنابيب الزجاجية عادة على أشكال أو أحرف للإعلان والدعاية، بالإضافة إلى تطبيقات فنية وهندسية أخرى.

يمثّل ليزر هيليوم-نيون، والذي يستخدم فيه مزيج من هذين الغازين، أحد أهم أنواع الليزر. يحدث انقلاب الإشغال اللازم لهذا الليزر عن طريق إثارة غاز الهيليوم أوّلاً فتنطلق منه إلكترونات تعمل على إثارة ذرّات النيون. تحدث هذه الإثارة المحفّزة للنيون عند طول موجة مقداره 632.8 نانومتر (طيف أحمر)؛ وعند 1152.3 و 3391 نانومتر (في نطاق الأشعة تحت الحمراء). كما يوجد نطاقين آخرين أحدهما في نطاق الضوء الأخضر عند طول موجة للأشعة 543.3 نانومتر.[33]

يمكن استخدام النيون السائل كمادة مثلّجة، إذ أنّ له قدرة تثليج أكبر بأربعين مرة من الهيليوم السائل، وبثلاث مرات من الهيدروجين،[14] بالتالي فهو ينافس الهيليوم في هذا المجال من حيث الكفاءة بالنسبة للسعر.[34][35] من التطبيقات الأخرى لغاز النيون استخدامه كأحد مكوّنات غاز التنفس مع الأكسجين عند الغوص لأعماق كبيرة (غاز نيوكس *Neox*)، إلّا أنّه يندر استخدامه وذلك لارتفاع ثمنه بالمقارنة مع الهيليوم من جهة، ولارتفاع مقاومته في الطرق التنفسية من جهة أخرى.[36]

المخاطر [عدل]

يعتبر غاز النيون من الغازات قليلة الضرر، وليس له أي تأثير حيوي على جسم الإنسان كما هو الحال مع باقي الغازات النبيلة، وهو غير سامّ.

عند وجود غاز النيون بتراكيز مرتفعة للغاية يمكن أن يسبّب خطر الاختناق وذلك عندما يحجب أكسجين التنفّس.[37] عند ضغوط أعلى من 110 بار يكون لغاز النيون تأثير مخدّر.[38]

انظر أيضا [عدل]

- مصباح نيون
- لافتة نيون

مصادر [عدل]

1. ↑ أ ب Hammond, C.R. (2000). *The Elements, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition* (PDF). CRC press. صفحة 19. ISBN 0849304814.
2. ^ Preston-Thomas, H. (1990). "The International Temperature Scale of 1990 (ITS-90)". *Metrologia*. **27**: 3–10.
3. ^ "Section 4, Properties of the Elements and Inorganic Compounds; Melting, boiling, triple, and critical temperatures of the elements". *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (85 الطبعةth edition). Boca Raton, Florida: CRC Press. 2005.
4. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry

20. ^ G. Audi, O. Bersillon, J. Blachot, A. H. Wapstra: *The NUBASE evaluation of nuclear and decay properties (PDF; 1,0 MB)*. In: *Nuclear Physics*. 2003, Bd. A 729, S. 3–128. نسخة محفوظة 27 أكتوبر 2016 على موقع واي باك مشين.[وصلة مكسورة]
21. ^ K. Schubert: *Ein Modell für die Kristallstrukturen der chemischen Elemente*. In: *Acta Crystallographica*. 1974, 30, S. 193–204. doi:10.1107/S0567740874002469
22. ^ J. Ancsin: *Vapor Pressure and Triple Point of Neon and the Influence of Impurities on these Properties*. In: *Metrologica*. 1978, 4, 1, S. 1 (NIST webbook). نسخة محفوظة 02 فبراير 2016 على موقع واي باك مشين.

وصلات خارجية [عدل]

- النيون من WebElements.
- أطياف النيون
- USGS Periodic Table – النيون من الماسح الجيولوجي الأمريكي usgs
- فيديو عن النيون ضمن سلسلة *الجدول الدوري للفيديوهات* (جامعة نوتنغهام)

في كومنز صور وملفات عن: نيون

ع · ن · ت الجدول الدوري

ضبط استنادي	BNF: cb121448923 (data) · GND: 4171442-8 · LCCN: sh85090790 · NDL: 00575299
معرفات كيميائية	*ECHA*: 100.028.282 · *PubChem CID*: 23935 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID0064678 · *ZVG number*: 7100 · *ChEBI ID*: 33310 · *EC no.*: 231-110-9 · *ChemSpider ID*: 22377 · *CAS Number*: 7440-01-9 · *UNII*: 4VB4Y46AHD

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 6 نوفمبر 2016 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: نيون | عناصر كيميائية | غازات صناعية | غازات نبيلة | مبردات | مواد تثليج

صوديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

مغنيسيوم ← **صوديوم** → نيون

المظهر	
رمادي فلزي	

الخطوط الطيفية للصوديوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	صوديوم، 11، Na
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 3، s
الكتلة الذرية	22.98976928 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne] $3s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2,8,1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	0.968 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	0.927 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	370.87 ك، 97.72 °س
نقطة الغليان	1156 ك، 883 °س
النقطة الحرجة	(قيمة حسابية) 2573 ك، 35 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	2.60 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	97.42 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	28.230 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	554	617	697	802	946	1153

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**1+**، 0، 1- (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.93 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 495.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 4562 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 6910.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	186 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	9±166 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	227 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	47.7 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	142 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	71 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3200 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	10 غيغاباسكال
معامل القص	3.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	6.3 غيغاباسكال
صلادة موس	0.5
صلادة برينل	0.69 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-23-5
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الصوديوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{22}Na	نادر	2.602 سنة	β^+→γ	0.5454	^{22}Ne*
				[1]1.27453	^{22}Ne
			ε→γ	-	^{22}Ne*
				1.27453	^{22}Ne
			+β	1.8200	^{22}Ne
^{23}Na	100%	^{23}Na هو نظير مستقر وله 12 نيوترون			

ع · ن · ت

الصوديوم هو عنصر كيميائي رمزه **Na** (من النطرون) وعدده الذرّي 11. ينتمي العنصر في الجدول الدوري إلى مجموعة الفلزّات القلوية كثاني عناصر المجموعة الأولى وضمن عناصر الدورة الثالثة. الصوديوم فلزّ طري لونه أبيض فضّي ويتميّز بنشاطه الكيميائي الكبير فهو يتفاعل في الهواء ويحترق بلهب أصفر، كما أنّه شديد التفاعل مع الماء والرطوبة الجوّية، لذلك يحفظ في الزيوت أو مشتقّات النفط مثل الكيروسين.[1]

لا يوجد الصوديوم بشكل حرّ في الطبيعة، ويستحصل عليه من مركّباته. هناك وفرة كبيرة نسبياً للصوديوم، فهو سادس أكثر العناصر الكيميائية وفرة في القشرة الأرضية، ويوجد في العديد من المعادن مثل الفلسبار والصوداليت والهاليت. تمتاز أملاح الصوديوم أنّ انحلاليتها كبيرة في الماء، وأبرزها ملح كلوريد الصوديوم، والذي يعدّ المسبّب الرئيسي لملوحة مياه البحار. للصوديوم نظير واحد مستقر وهو ^{23}Na.

للصوديوم دور حيويّ مهمّ، فهو يصنّف ضمن العناصر الغذائية الأساسية للإنسان وللحيوانات ولبعض النباتات. فأيونات الصوديوم Na^+ هي الكاتيونات الأساسية في السائل خارج الخلايا، ولها دور أساسي في ضبط ضغط الدم والضغط التناضحي (الإسموزي) في الجسم، بالإضافة إلى الدور في نقل الإشارات العصبية (جهد الفعل).

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

الاكتشاف وأصل التسمية [عدل]

همفري ديفي هو أوّل من تمكّن من الحصول على فلزّ الصوديوم الحرّ.

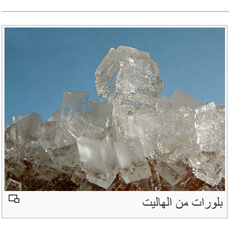
على العكس من فلزّ الصوديوم الحرّ الذي اكتشف حتى أوائل القرن التاسع عشر للميلاد، فإنّ مركّبات الصوديوم كانت معروفة ومتداولة منذ القدم، وخاصّةً ملح الطعام المستخرج من البحر والبحيرات المالحة، وكذلك من المكامن الصخرية. قام المصريون القدماء باستخراج الأملاح من وادي النطرون، ولذلك سادت كلمة نتر المصرية في العهد القديم. انتقلت هذه الكلمة إلى اللغة الإغريقية لتصبح νίτρον (نترون)، والتي استعملها العرب فأصبحت نطرون، ومنهم أخذها الرومان وحوّروها لتصبح *nitrium* (نتريوم).[2] ولا تزال التسمية اللاتينية للعنصر *Natrium* وتحويرات منها مستخدمة في عدّة لغات، كما في اللغة الألمانية ولغات منطقة إسكندنافيا وذلك حسب اقتراح من بيرسيليوس.[2] يعتقد البعض أنّ تسمية صوديوم يعود أصلها إلى الكلمة اللاتينية *sodanum* والتي تعني "علاج وجع الرأس"،[3] والمأخوذة من كلمة صداع العربية.[4] لكن هذا الرأي ضعيف، والأغلب صلة اسم الصوديوم بكلمة **صودا**، والقادمة من اللاتينية *soda* التي كانت تشير إلى نبات مزهر ينمو على الأراضي الملحية، مثل نبات السويداء، والذي كان رماده (رماد الصودا) يستخدم في الغسيل، والذي من المرجح أن يكون اشتقاق كلمة صودا منه.[5]

اكتشف عنصر الصوديوم لأوّل مرّة بشكله الحرّ من قبل همفري ديفي سنة 1807 وذلك من التحليل الكهربائي لمصهور هيدروكسيد الصوديوم باستخدام عمود فولتي كمصدر كهربائي.[6][7] حسبما ورد في سجلّات الجمعية الملكية في لندن، فإنّ ديفي حصل في عمليّته تلك على ناتجين مختلفين: الناتج الأوّل الموجود في *الصودا* أسماه صوديوم، وهذه التسمية للفلزّ هي المستخدمة في نطاق المتحدّثين باللغتين الإنجليزية والفرنسية، ومنها انتقلت إلى عدّة لغات أخرى، منها العربية. أمّا الفلزّ الآخر المكتشف فأسماه *بوتاسيوم*. في سنة 1809، وفي سعي لتوحيد التسمية اقترح العالم الألماني لودفيغ فيلهلم غيلبرت على ديفي استخدام *Natronium* (*ناترونيوم*) و*Kalium* (*كاليوم*) كاسمين للعنصرين المكتشفين حديثاً.[8] نشر يونس ياكوب بيرسيليوس الرمز الكيميائي للصوديوم لأول مرة سنة 1814 وذلك ضمن مسعاه لتنظيم رموز العناصر الكيميائية،[9][10] واختار الرمز Na من كلمة *Natrium* في اللاتينية الجديدة، والقادمة عبر كلمة نطرون العربية من المصرية القديمة، للإشارة إلى أملاح المعادن الطبيعية على شكل كربونات صوديوم مميّهة.[4] كانت تسمية نطرون منتشرة في أوروبا وذلك للاستخدام الكبير للمادّة على المستويين الصناعي والمنزلي.[11]

الخواص [عدل]

يضفي الصوديوم لوناً أصفر إلى اللهب، وهذه ملاحظة تعود إلى سنة 1860، حيث قام العالمان غوستاف روبرت كيرشهوف وروبرت بنسن بتدوين هذه الملاحظة في منشورهم العلمي في دورية *Annalen der Physik* العلمية.[12]

الوفرة الطبيعية [عدل]



بلورات من الهاليت

بسبب النشاط الكيميائي الكبير للعنصر، لا يوجد الصوديوم على شكله الحرّ على سطح الأرض، إنّما يدخل في تركيب العديد من المعادن، والتي يمتاز البعض منها بالانحلالية الكبيرة في الماء مثل الهاليت والنطرون. يعدّ ماء البحر أحد مصادر الصوديوم المهمّة، فكلّ ليتر منه يحوي وسطياً 11 غرام من أيونات الصوديوم،[13] وتقدّر وفرة الصوديوم في المحيطات بحوالي 1.08×10^4 ميليغرام في كل ليتر.[14] أمّا البعض الآخر فهي أقلّ انحلالية مثل مجموعة معادن الأمفيبول والزيوليتات. يعود ضعف الانحلالية لبعض المعادن الحاوية على الصوديوم مثل الكريوليت والفلدسبار إلى الخاصّة البوليميرية للأنيونات، والتي تكون على شكل بولي سيليكات مثلاً في الفلدسبار.

تحوي القشرة الأرضية على الصوديوم بنسبة 2.36% من تركيبها، ممّا يجعله سادس أكثر العناصر وفرة في القشرة الأرضية،[15] والخامس من حيث ترتيب الفلزات بعد الألومنيوم والحديد والكالسيوم، وبنسبة مقاربة للمغنسيوم، ولكن قبل البوتاسيوم.[16] من أكثر المعادن الحاوية على الصوديوم انتشاراً كلّ من الألبيت ($NaAlSi_3O_8$) فلدسبار الصوديوم) والأوليغوكلاس ($(Na,Ca)Al(Si,Al)_3O_8$)؛ كما يوجد أيضاً بكمّيّات كبيرة نسبياً في القباب الملحية على شكل هاليت (ملح الصخر). يوجد الصوديوم في الطبيعة أيضاً على شكل نترات الصوديوم (يعرف باسم ملح بيتر تشيلي) $NaNO_3$، وهو أحد المصادر الطبيعية القليلة لمعادن النترات، والتي تنتشر في المناطق القاحلة مثل صحراء أتاكاما في تشيلي؛ بالإضافة إلى ذلك تعدّ مكامن النطرون $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ من المصادر المهمّة للصوديوم.

يحتلّ الصوديوم المرتبة 14 من حيث وفرة العناصر في الكون؛[17] وذلك بنسبة مقاربة للكالسيوم والنيكل. يتمّ التعرّف على الصوديوم في العديد من الأجرام السماوية (من ضمنها الشمس) وكذلك في الوسط بين النجمي عن طريق الخطّ الطيفي D المميّز. على الرغم من ارتفاع درجة حرارة تبخّره، إلّا أنّ وفرته في الغلاف الجوّي لكوكب عطارد مكّنت من كشفه بواسطة مسبار مارينر 10. كما تمكّن علماء الفلك أثناء رصدهم مذنب هيل-بوب سنة 1997 من ملاحظة أنّ ذيل المذنب يتكوّن من الصوديوم.[18]

الإنتاج والتحضير [عدل]

أحواض تبخير مياه البحر

يُنتج حوالي 100 ألف طنّ من الصوديوم الفلزّي سنويّاً، ويستخدم جلّ الإنتاج في تطبيقات اختصاصية.[19] يعود تاريخ إنتاج الصوديوم بشكل تجاري إلى أواخر القرن التاسع عشر،[20] وذلك بواسطة الاختزال الكربوحراري لمركّب كربونات الصوديوم (النطرون) عند درجات حرارة تفوق 1100 °س، وذلك كخطوة أولى في عملية ديفيل لإنتاج الألومنيوم:[21][22][23]

$$Na_2CO_3 + 2\ C \xrightarrow{\Delta} 2\ Na + 3\ CO\uparrow$$

إلّا أنّ هذه الطريقة لم تعد تستخدم للحصول على الصوديوم وذلك بعد تطوير عملية هول-هيرو لإنتاج الألومنيوم، والتي استغنت عن إنتاج الصوديوم كخطوة مرحلية. كما تمّ الاستغناء بسبب الكلفة المرتفعة عن عملية كاستنر، والتي طُوّرت سنة 1886،[21] بالاعتماد على التحليل الكهربائي لهيدروكسيد الصوديوم.[24]

يُنتج الصوديوم حالياً بشكل تجاري من التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم، اعتماداً على عملية حازت على براءة اختراع سنة 1924.[25][26] تتمّ العملية في خلية داونز، والتي يمزج فيها ملح كلوريد الصوديوم مع كلوريد الكالسيوم (40% NaCl و60% $CaCl_2$) للحصول على نظام أصهري من أجل تخفيض نقطة الانصهار دون 700 °س، واختير الكالسيوم لأنه أقلّ كهرإيجابية من الصوديوم، فلا يترسّب على المهبط.[27] لإنتاج كيلوغرام واحد من الصوديوم يتمّ استهلاك 10 كيلوواط ساعي من التيّار أثناء التحليل الكهربائي، وحوالي 12 كيلوواط ساعي في العملية ككلّ.[28] تتكوّن خلايا التحليل الكهربائي الأسطوانية من مصعد من الغرافيت في المنتصف، يحيط به مهبط من الحديد، بالإضافة إلى وجود قفص على شكل جرس لسحب أبخرة الكلور أثناء العملية. يُجمّع الصوديوم المتشكّل على المهبط، ويُسحب بواسطة أنبوب صاعد من الخلية ومبرّد خارجها. يتشكّل الكالسيوم أيضاً كناتج ثانوي للعملية على شكل بلّورات، والذي يعاد مرة أخرى إلى مزيج الصهارة.

$$2\ Na^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na^0$$

تشكّل الصوديوم على المهبط

$$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$$

تشكّل الكلور على المصعد

$$2\ Na^+ + 2\ Cl^- \rightarrow 2\ Na + Cl_2$$

التفاعل الإجمالي

نظراً للفاعلية الكيميائية الكبيرة لفلز الصوديوم، فهناك صعوبات تقنية ترافق تخزينه ونقله، ممّا أدّى إلى محدودية انتشار إنتاجه. فالفلزّ يجب أن يحفظ إمّا في جوّ من غاز خامل أو في زيت معدني لاماني لتجنّب تشكّل طبقة سطحية من أكسيد الصوديوم أو فوق أكسيد الصوديوم.[29]

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الصوديوم

هناك عشرون نظير مكتشف للصوديوم، تتراوح كتلها الذرّية من ^{18}Na إلى ^{33}Na،[30] إلّا أنّه فقط يوجد نظير واحد مستقر، وهو صوديوم-23 ^{23}Na، بالتالي فالصوديوم عنصر أحادي النويدة. يتشكّل النظير ^{23}Na في عملية احتراق الكربون في النجوم باندماج ذرّتي كربون، والذي يتطلّب درجات حرارة تتجاوز 600 ميغاكلفن، ونجم له ثلاث كتل شمسية على الأقلّ.[31]

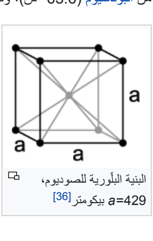
للصوديوم نظيران مشعّان ذَوا أصلٍ كوني، واللذان يتشكّلان من تشظية الأشعة الكونية وهما: صوديوم-22 ^{22}Na، الذي له عمر نصف مقداره 2.6 سنة، وصوديوم-24 ^{24}Na، الذي عمر النصف له يبلغ 15 ساعة.[30] أمّا باقي نظائر الصوديوم فعمر النصف لها أقلّ من دقيقة واحدة.[32] يُستخدم نظيرا الصوديوم ^{22}Na و^{24}Na في الطب النووي كمواد اقتفاء.

اكتشف مصاوغان نوويان للصوديوم، أطولهما عمراً هو ^{24m}Na (عمر النصف حوالي 20.2 ميلي ثانية. يؤدّي التعرّض للإشعاع النووي في الحالات الحرجة إلى تحويل بعض من ذرّات النظير المستقرّ ^{23}Na في الدمّ إلى ^{24}Na، ويمكن معرفة مدى جرعة التعرض للإشعاع النيوتروني بحساب نسبة تركيز النظير ^{24}Na إلى ^{23}Na.[33]

الخواص الفيزيائية [عدل]

طيف انبعاث الصوديوم، حيث يظهر بوضوح خط D الأصفر.

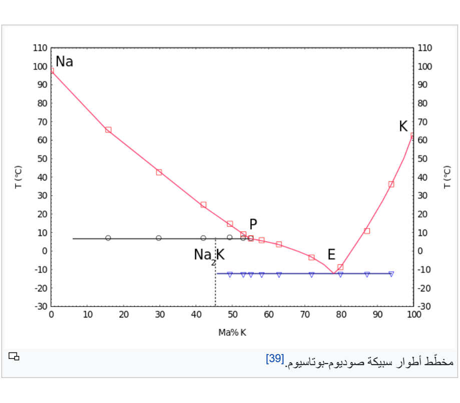
يكون الصوديوم في الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل فلزّ طري فضّي اللون، والذي يتّحد مع أكسجين الهواء ليشكّل طبقة رمادية اللون من الأكسيد. للحيلولة دون ذلك يتمّ عادةً غمس الصوديوم الفلزي في زيت معدني أو أحد مشتقّات النفط، أو أن يحفظ في جوّ من غاز خامل. يمكن قطع فلز الصوديوم بسهولة بالسكّين، فله قيمة صلادة تبلغ 0.5 حسب مقياس موس.[34] وهو ناقل جيّد للكهرباء وللحرارة، وذلك بسبب سهولة التخلّص من الإلكترون الوحيد الموجود في غلاف التكافؤ، بالتالي يؤدّي هذا التشكيل الإلكتروني للصوديوم إلى ضعف الرابطة الفلزية. بسبب قلّة الوزن الذرّي وكبر نصف قطر ذرّة الصوديوم نسبياً، فإنّه يصنّف من الفلزّات الخفيفة، وهو ثالث أقلّ الفلزّات كثافة (0.968 غ/سم^3)[13] بعد الليثيوم والبوتاسيوم، والتي هي الوحيدة القادرة من بين الفلزات على العوم على سطح الماء.[35] يقع الصوديوم في العديد من خواصه بين الليثيوم والبوتاسيوم، فله نقطة انصهار (97.82 °س) أخفض من الليثيوم (180.54 °س)، إلّا أنّها أعلى من البوتاسيوم (63.6 °س)؛ وكذلك الأمر بالنسبة في نقطة الغليان (883 °س) والحرارة النوعية.[13]



البنية البلّورية للصوديوم، a=429 بيكومتر[36]

يتبلور الصوديوم كما هو الحال مع باقي الفلزّات القلوية وفق نظام بلوري مكعّب مركزي الجسم، له زمرة فراغية *Im3m* مع وجود وحدتي صيغة لكلّ وحدة خلية. عند درجات حرارة أدنى من 51 كلفن تتغيّر البنية البلّورية إلى نظام تعبئة متراصّة سداسية، تبلغ قيمة ثابت الشبكة البلورية لها a = 376 pm وc = 615 pm.[36] تتغيّر خواص الصوديوم الظاهرية بشكل كبير عند ضغوط مرتفعة؛ فعند ضغط مقداره 1.5 ميغابار يتغيّر اللون إلى الأسود، وعند ضغط 1.9 ميغابار يصبح ذا لون أحمر شفاف، وعند 3 ميغابار يصبح الصوديوم ذا هيئة صلبة شفافة صافية، وتكون جميع هذه المتآصلات عازلة وذات صفة إلكتريدية.[37]

يتكوّن بخار الصوديوم، وهو ذو لون أصفر إلى أرجواني، من ذرّات فلزّية منفردة، ومن ثنائيات لها الشكل Na_2، والأخيرة تكون بنسبة 16% عند نقطة الغليان.[13] يشكّل الصوديوم مع البوتاسيوم ضمن مجال عريض من التراكيز مزائج سائلة، حيث يظهر المخطّط الطوري عند الدرجة 7 °س (وهي نقطة انصهار لا متطابقة (*Peritectic*) التركيب Na_2K، أمّا النقطة الأصهرية فهي عند – 12.6 °س، بوجود تركيز من البوتاسيوم مقداره 77% (كسر كتلي).[38]



مخطّط أطوار سبيكة صوديوم-بوتاسيوم.[39]

السبائك [عدل]

يشكّل الصوديوم سبائكاً مع العديد من الفلزّات مثل البوتاسيوم والكالسيوم والرصاص، بالإضافة إلى عناصر المجموعتين الحادية عشرة والثانية عشرة. يستطيع الصوديوم أن يشكّل مع البوتاسيوم سبيكة NaK، وتتراوح نسبة البوتاسيوم في تركيبها من 40–90% وهي سائلة في درجة الحرارة المعتدلة، وتتميّز بأنّ لها خواص موصلية حرارية وكهربائية ممتازة. تعدّ سبائك صوديوم-كالسيوم منتجات ثانوية أثناء إنتاج الصوديوم من عملية التحليل الكهربائي بوجود المزيج الملحي من $NaCl-CaCl_2$، على الرغم من أنّ الكالسيوم يمتزج بشكل جزئي فقط مع الصوديوم.

في الحالة السائلة يمتزج الصوديوم مع الرصاص بشكل كامل. هناك العديد من الوسائل التي تمكّن من صنع سبائك صوديوم-رصاص، من بينها الصهر المشترك، وأخرى تتمثّل بترسيب الصوديوم كهربائياً على مهابط مصهورة مصنوعة من الرصاص. من الأمثلة على تركيبات سبائك صوديوم-رصاص كل من $NaPb_3$ و$NaPb$ وNa_9Pb_4 وNa_5Pb_2 و$Na_{15}Pb_4$.

من الممكن أيضاً الحصول على سبائك للصوديوم مع الذهب $NaAu_2$ والفضة $NaAg_2$. كذلك الأمر مع عناصر الزنك $NaZn_{13}$ والكادميوم $NaCd_2$ والزئبق، والعنصر الأخير يشكل ما يسمى ملغمة صوديوم: $NaHg$ و$NaHg_4$ و$NaHg_2$ وNa_3Hg_2 وNa_3Hg.[40]

الخواص الكيميائية [عدل]

يظهر التشكيل الإلكتروني للصوديوم وجود 11 إلكترون في الغلاف الإلكتروني، وهو يزيد بذلك بإلكترون واحد عن التشكيل الإلكتروني عالي الاستقرار للغاز النبيل المجاور وهو النيون. لهذا السبب، ولانخفاض قيمة طاقة التأيّن الأولى (495.8 كيلوجول/مول)، فإنّ ذرّات الصوديوم تميل لفقدان الإلكترون الأخير الموجود في غلاف التكافؤ ولتشكيل كاتيون (أيون موجب الشحنة) Na^+، وذلك بشكل أكبر من اكتساب إلكترون آخر ليصبح سالب الشحنة.[41] لذلك فالصوديوم يميل إلى تشكيل مركّبات أيونية، يكون للصوديوم فيها رقم تكافؤ مقداره +1 (طاقة التأيّن الثانية لها قيمة مرتفعة جدّاً نسبيّاً: 4562 كيلوجول/مول).[42] يكون الصوديوم في مركّباته الكيميائية مرتبطاً أيونياً إلى الأنيونات الأخرى، ويصنّف الصوديوم من أحماض لويس القاسية.[43]

إنّ الصوديوم أكثر نشاطاً كيميائياً من الليثيوم، لكنّه أقلّ من البوتاسيوم.[44] فهو يتفاعل بسهولة مع العديد من العناصر وبعض المركّبات، ويكون تفاعله عنيفاً مع اللافلزّات مثل الكلور والكبريت، حيث يترافق ذلك مع لهب أصفر. يعدّ الصوديوم الفلزّي من المختزلات القويّة، إذ يتطلّب اختزال أيونات الصوديوم جهداً مقداره –2.71 فولت،[45] على الرغم من أنّ جهد الاختزال لكلّ من البوتاسيوم والليثيوم ذو قيم سالبة أكبر.[46]

يعدّ تفاعل الصوديوم مع الأكسجين حالة خاصة، إذ أنّ التفاعل بينهما مرهون بوجود الرطوبة، فبغياب الماء لا يتفاعل الصوديوم مع الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة، وحتّى عند التسخين لا يتمّ التفاعل بشكل مباشر بينهما، كما يمكن صهر الصوديوم بجوّ من الأكسجين خالٍ من الماء بشكل تامّ دون حدوث تفاعل أيضاً. يتغيّر الأمر تماماً عند وجود الماء (الرطوبة)، فحينئذ يحترق الصوديوم بسهولة ليشكّل بيروكسيد الصوديوم:[13]

$$2\ Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

يتفاعل الصوديوم مثل باقي الفلزات القلوية مع الماء بتفاعل عنيف ناشر للحرارة، حيث يتشكّل هيدروكسيد الصوديوم وينطلق غاز الهيدروجين. بيّنت صور ملتقطة بسرعات فائقة أنّ تفاعل الفلزّات القلوية مع الماء يحدث بشكل أقرب ما يكون لانفجار كولوم.[47]

$$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$$

يتفاعل الصوديوم بشكل عنيف أيضاً مع الكحولات، ولكن بشكل أخفّ من تفاعله مع الماء، ليشكّل الألكوكسيدات الموافقة، وغالباً مع انصهار الفلز بسبب حرارة التفاعل. يكون تفاعل الصوديوم عنيفاً أيضاً مع المذيبات العضوية الكلورية مثل ثنائي كلورو الميثان والكلوروفورم ورباعي كلوريد الكربون.

المحاليل [عدل]

يميل الصوديوم إلى تشكيل مركّبات كيميائية منحلّة مثل أملاح الهاليدات والكبريتات والنترات والكربونات والكربوكسيلات. تكون الأنواع الكيميائية المائية الرئيسية على شكل المعقّد: $[Na(H_2O)_n]^+$ أثناء عملية الإماهة، حيث $n = 4–8$، مع العلم أنّ قيمة $n = 6$ حُدّدت بواسطة بيانات حيود الأشعة السينية والمحاكاة الحاسوبية.[48] للصوديوم انحلالية أقلّ في المذيبات العضوية، فعلى سبيل المثال ينحلّ فقط 0.35 غ/ل من كلوريد الصوديوم في الإيثانول.[49]

صوديوم مذاب في الأمونياك السائلة.

كما هو الحال مع باقي الفلزات القلوية فإنّ الصوديوم ينحلّ في الأمونيا وبعض الأمينات الأخرى ليعطي محاليل ملوّنة غامقة، والتي يعود تلوّنها إلى الإلكترونات الحرّة التي يمنحها الصوديوم إلى المحلول. بالتالي فالمحلول موصل للكهرباء، وعند تمديده يكون ذا مغناطيسية مسايرة.

يؤدّي تبخير هذه المحاليل إلى ترك طبقة رقيقة (فيلم) لامعة من الصوديوم الفلزّي. تحوي هذه المحاليل على معقدات تناسقية من النمط $(Na(NH_3)_6)^+$، حيث تُعاكس الشحنة الموجبة بشكل مساوٍ عن طريق الإلكتريدات (الإلكترونات كأنيونات). يمكن استخدام الإيثرات التاجية كحفّازات انتقال طوري؛[50] كما تسمح مركّبات كريبتاند بعزل هذه المعقّدات كمواد صلبة بلّورية، إذ أنّ الصوديوم يشكّل معقّدات معها أيضاً ومع ربيطات أخرى.[51] على سبيل المثال، فإنّ لمركّب إيثر 15-تاج-5 ألفة عالية تجاه الصوديوم، لأنّ حجم التجويف للمركّب يتراوح بين 1.7–2.2 أنغستروم (Å)، وهو مقدار كافٍ لينحشر أيون صوديوم داخله.[52][53] إنّ الكريبتاندات، مثلها مثل الإيثرات التاجية وحاملات الأيون الأخرى، ذات ألفة عالية تجاه أيون الصوديوم، بحيث يمكن في النهاية الحصول على مشتقّات من القلويدات Na^- (ناتريد *Natride*: أنيون صوديوم)،[54] بواسطة إضافة مركّبات الكريبتاند إلى محاليل من الصوديوم في الأمونيا عن طريق تفاعل عدم تناسب.[55][56]

المركّبات الكيميائية [عدل]

تعد المركّبات الكيميائية للصوديوم ذات أهمّيّة كبيرة، وذلك على مرّ التاريخ وخاصّةً في المجال التجاري والصناعي، حيث كان لها استخدام مركزي خاصّ في صناعات مختلفة، منها صناعة الزجاج والورق والصابون والنسيج.[19]

اللاعضوية [عدل]

يعدّ كلوريد الصوديوم (ملح الطعام أو NaCl)، هو أكثر مركّبات الصوديوم اللاعضوية شيوعاً، وذلك مع كربونات الصوديوم (رماد الصودا Na_2CO_3) وبيكربونات الصوديوم (صودا الخبز $NaHCO_3$) وهيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية NaOH) ونترات الصوديوم (نتر الصودا $NaNO_3$)، وكذلك أملاح فوسفات الصوديوم الثنائية والثلاثية، بالإضافة إلى ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ والبورق $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.[57]

الهاليدات

أشهر هاليدات الصوديوم هو مركب كلوريد الصوديوم NaCl المتوفّر بكثرة، ويعدّ المصدر الأساسي للحصول على الصوديوم في الطبيعة. أمّا باقي الهاليدات فهي مركّبات ثابتة ومعروفة، وهي: فلوريد الصوديوم NaF، وبروميد الصوديوم NaBr، ويوديد الصوديوم NaI.

الهيدريدات

حبيبات من هيدروكسيد الصوديوم

للصوديوم مركّبين ينتميان إلى الهيدريدات وهما هيدريد الصوديوم NaH، وبوروهيدريد الصوديوم $NaBH_4$، واللذان يستخدمان في الاصطناع العضوي كمختزلات.

المركّبات الأكسجينية

يرتبط الصوديوم مع الأكسجين ليشكّل عدّة أكاسيد أشهرها: أكسيد الصوديوم Na_2O، وبيروكسيد الصوديوم Na_2O_2، وفوق أكسيد الصوديوم NaO_2. تستخدم أكاسيد الصوديوم المختلفة في صناعة الزجاج والورق والنسيج. يعدّ هيدروكسيد الصوديوم NaOH من القلويات الشائعة، حيث يستخدم محلوله بشكل كبير في الصناعة.

المركّبات الكبريتية

يعطي الصوديوم مع كبريتيد الهيدروجين ملحين وهما: كبريتيد الصوديوم Na_2S وبيكبريتيد الصوديوم NaHS، واللذان يستخدمان في تعدين الفلزّات الثقيلة. يستخدم كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 في صناعة الورق، أمّا بيكبريتات الصوديوم فيستخدم في منتجات التنظيف. من مركّبات الصوديوم الكبريتية أيضاً مركب ثيوكبريتات الصوديوم الذي يستخدم في التصوير الضوئي.

أملاح أخرى

يصنّف مركبا كربونات الصوديوم Na_2CO_3 وبيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ على أنهما أملاح صوديومية لحمض الكربونيك، وهي واسعة الانتشار والاستخدام على الصعيدين المنزلي والصناعي، وذلك بالإضافة إلى نترات الصوديوم $NaNO_3$ ومركّبات فوسفات الصوديوم المختلفة.

مركب ستيرات الصوديوم الذي يدخل في تركيب الصابون.

إنّ أغلب منتجات الصابون هي أملاح صوديوم للأحماض الدهنية، حيث تمتاز هذه المنتجات بأنّ لها قوام صلب متماسك، وذلك بالمقارنة مع نظيراتها من أملاح البوتاسيوم، والتي تدخل في تركيب الصابون السائل.[57]

العضوية [عدل]

جرى تحضير العديد من مركّبات الصوديوم العضوية، وبسبب استقطاب الرابطة الكيميائية بين C-Na فإنّ هذه المركّبات تعدّ كمصدر للكربانيونات. من بين هذه المركّبات حلقي بنتاديينيد الصوديوم NaC_5H_5 وتريتيل الصوديوم $(C_6H_5)_3CNa$.[58]

بسبب كبر حجم وضعف القوة المستقطبة للكاتيون Na^+ فإنّه يستطيع أن يثبّت الأنيونات العطرية الجذرية الكبيرة القابلة للاستقطاب، مثلما هو الحال في نفثالينيد الصوديوم $Na^+[C_{10}H_8\bullet]^-$، وهو مختزل قويّ جدّاً.[59]

الكشف عن الصوديوم [عدل]

اختبار اللهب [عدل]

يعطي الصوديوم عند إجراء اختبار اللهب لون أصفر مميّز

عند إجراء اختبار اللهب يعطي الصوديوم ومركّباته لوناً أصفر مميّز،[60] وذلك بسبب أنّ الإلكترونات في المدار الذرّي 3s تتهيّج وتثار بسبب امتصاص الحرارة وتقفز إلى المدار 3p، وعند عودتها إلى المدار 3s تصدر طاقة على شكل فوتون له طول موجة عند 589.3 نانومتر، ويرمز له الخطّ D في خطوط فراونهوفر. يؤدّي التأثر المغزلي المداري للإلكترونات إلى انفصام الخط D إلى خطّين D_1 وD_2، كما تسبّب البنى فائقة الدقة في المدارات إلى الحصول على خطوط ضعيفة أخرى.[61]

الكيمياء التحليلية [عدل]

من النادر حدوث عملية ترسيب لأملاح الصوديوم، لأنّ لها ألفة كيميائية عالية تجاه الماء، باستثناء ملح بزموتات الصوديوم $NaBiO_3$.[62] كما أنّه من الممكن إجراء ترسيب للصوديوم باستخدام ملح مزدوج صوديومي من الكبريتات والبزموت $3Na_2SO_4*2Bi_2(SO_4)_3*2H_2O$.[63]

يمكن تحديد المحتوى الصوديومي في المواد بالمعالجة مع كمّيّة فائضة من أسيتات يورانيل الزنك؛ حيث يترسّب سداسي الهيدرات $(UO_2)_2ZnNa(CH_3CO_2) \cdot 6H_2O$ ويحدد وزنه. لا يتداخل السيزيوم والروبيديوم في تفاعل الكشف هذا، ولكن التداخلات تحدث مع عنصري البوتاسيوم والليثيوم.[64] كما يمكن أن يتمّ الكشف بالترسيب باستخدام *أسيتات يورانيل الصوديوم والمغنسيوم*[65] حيث يعطي راسب أصفر من $NaMg(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9\ H_2O$؛ أو باستخدام *سداسي هيدروكسي إثمدات الصوديوم* $Na[Sb(OH)_6]$ الذي يعطي راسب عديم اللون.[66]

تحدّد التراكيز الضئيلة من الصوديوم بواسطة مطيافية الامتصاص الذرّي،[67] أو بإجراء معايرة بمقياس الجهد باستخدام أقطاب انتقائية لأيونات الصوديوم.[68]

الدور الحيوي [عدل]

للصوديوم دور حيويّ مهمّ في جسم الإنسان، فهو من العناصر الغذائية الضرورية التي تلعب أدواراً متنوّعة في العديد من العمليّات الفسيولوجية مثل ضغط الدم وحموضة (pH) الوسط في الجسم، بالإضافة إلى تنظيم التوازن المائي داخل وخارج الخلايا. يوجد الصوديوم في الجسم على شكل أيونات Na^+، وهي من الكهارل (الإلكتروليتات) المهمّة في أداء العصبونات؛ وهي السائدة في السائل خارج الخلوي،[69] حيث تقوم بضبط الضغط التناضحي (الإسموزي) بين الخلايا وخارجها عن طريق مضخّة الصوديوم والبوتاسيوم (Na^+/K^+-ATPase)، وهو إنزيم مسؤول عن النقل الفعّال للأيونات عبر القنوات المختصّة.[70]

الضبط

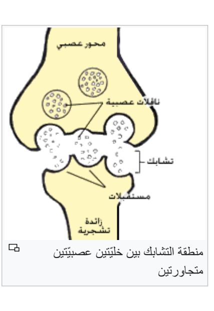
يقوم نظام الرينين-أنجيوتنسين بتنظيم كمّيّة السوائل وبالتالي تركيز الصوديوم في الجسم، وتلعب الكلية الدور الرئيسي في ذلك.[71] عند انخفاض ضغط الدم وتركيز الصوديوم، فإنّ الجسم يستجيب بإفراز الرينين، والذي بدوره يسبّب إفراز الألدوستيرون والأنجيوتنسين، إلى أن يصبح تركيز الصوديوم طبيعياً، فينخفض إفراز الرينين.[72] كما يلعب هرمون فازوبرسين والببتيد الأذيني المدرّ للصوديوم دوراً في عملية التنظيم هذه.[73]

يقع تركيز الصوديوم الطبيعي في مصل الدم بين حوالي 135–145 ميلي مول/ليتر. توصف الحالات في الطبّ التي ترافق حدوث ارتفاع غير عادي من الصوديوم في الدم باسم فرط صوديوم الدم، والذي يترافق بانكماش الخلايا؛ بالمقابل فإنّ الانخفاض غير العادي يسمى نقص صوديوم الدم، والذي يترافق بازدياد حجم الخلايا. قد يعود سبب هذه الحالات المرضية إلى عوامل وراثية أو تقدّم العمر أو الحالات المطوّلة من الإقياء أو الإسهال.[74]

التوزيع في الخلايا

لا تتوزّع أيونات الصوديوم Na^+ في أجسام الكائنات الحية بانتظام، فهي متفاوتة بين داخل الخلايا وخارجها، ممّا يؤدّي في النهاية إلى التأثير على الجهد الغشائي فيها. يعدّ الجهد الغشائي وتدرّج تراكيز الأيونات من العوامل المؤثّرة على أداء الخلايا، وفي هذا السياق تلعب مضخّة الصوديوم والبوتاسيوم دوراً مهمّاً في ذلك، حيث تُدخل البوتاسيوم وتُخرج الصوديوم بعملية مستهلكة للطاقة.[75]

الدور العصبي



منطقة التشابك بين خليّتين عصبيّتين متجاورتين

لأيونات الصوديوم Na^+ دور مهمّ في تشكيل ونقل الإثارات الحسّية في العصبونات، فعند التشابك العصبي (وكذلك عند المشابك العصبية العضلية أيضاً) توجد هناك مستقبلات بروتينية عبر غشائية محدّدة، والتي بعد تحفيزها من النواقل العصبية المفرَزة من الخليّة العصبية المجاورة تقوم بفتح المجال لعبور أيونات الصوديوم. عند مرور تيّار من أيونات الصوديوم يحدث هناك تغيّر موضعي في الجهد الغشائي للخليّة، حيث يصبح الكمون الداخلي أقل سلبيّة من الكمون الخارجي، ويحدث ما يسمى بعملية إزالة الاستقطاب، والتي تتكرّر على طول المحور العصبي بفتح وإغلاق للقنوات الأيونية، ممّا يؤدّي إلى حدوث جهد الفعل.[75]

المصادر والكمّيّة

يمثّل كلوريد الصوديوم المصدر الرئيسي للصوديوم في النظام الغذائي للإنسان، حيث يستخدم كملح للطعام، بالإضافة إلى استخداماته المختلفة في وسائل حفظ المأكولات المختلفة مثل التخليل والتقديد، كما يستخدم بشكل كبير في المأكولات سهلة التحضير.[76][2]

بالإضافة إلى المصادر الطبيعية للصوديوم، فإنّ الجسم يحصل عليه من الإضافات الغذائية مثل أحادي غلوتامات الصوديوم (E621) ونتريت الصوديوم (E250) وبنزوات الصوديوم (E211) وصوديوم السكارين وبيكربونات الصوديوم (صودا الخُبْز - ذرور الخبز).[77]

في جسم إنسان متوسّط وزنه 70 كغ يوجد حوالي 100 غ من أيونات الصوديوم.[78] إنّ الحدّ الأدنى المتطلّب فسيولوجياً من الصوديوم هو 500 ميليغرام في اليوم وسطيّاً،[79] وحدّدته الجمعية الألمانية للتغذية بمقدار 550 مغ/اليوم للبالغين، وحوالي 460 مغ/اليوم للأطفال بين عمر السابعة والعاشرة.[80] هناك توصيات من عدّة منظّمات لضبط الكمّيّة الأعظمية من الصوديوم في الغذاء، حيث حدّدته منظّمة الصحّة العالمية بمقدار 2 غ/اليوم،[81] في حين أنّ الأكاديمية الوطنية الأمريكية للطبّ حدّدت الكمّيّة الغذائية المرجعية من الصوديوم بمقدار 2.3 غ يومياً كحدّ أعظمي.[82] بيّنت الدراسات أنّ تقليل كمّيّات الصوديوم المتناولة إلى 2 غ في اليوم يسهم في تخفيض ضغط الدم بمقدار 2 - 4 ميليمتر زئبقي؛[83] ممّا يؤدّي إلى نسبة حالات أقلّ من ارتفاع ضغط الدم تتراوح ما بين 9 - 17 %؛[83] مع العلم أنّ ارتفاع ضغط الدم يسبّب 7.6 مليون حالة وفاة مبكّرة سنوياً حول العالم.[84] بملاحظة أنّ ملح الطعام يحوي على 39.3% من تركيبه على صوديوم،[85] بالتالي فإنّ الحدّ الأعظمي المذكور آنفاً من 2.3 غ صوديوم يكافئ حوالي 6 غ من الملح في اليوم (ملعقة شاي تقريباً).[86] مع العلم أنّ جمعية القلب الأمريكية[87] توصي بأن تكون كمّيّة الصوديوم في الغذاء حوالي 1.5 غ يومياً؛ وهي الكمّيّة الموصى بها من إدارة الغذاء والدواء الأمريكية للمصابين بفرط الضغط أو أعراضه.[86] هناك الكثير ممّن يتناولون كمّيّات من الصوديوم أكبر بكثير من التي يحتاجون إليها،[3] ممّا يعرّضهم للخطر، لذا يجب مراقبة تركيز الصوديوم بإجراء ما يسمى اختبار الصوديوم لعينة من الدم،[4] أو من البول؛[88] إذ بيّنت دراسة أنّ المستويات المرتفعة من الصوديوم في البول (حوالي 7 غ في اليوم) عند المصابين بارتفاع الضغط يمكن أن يعرّضهم لأزمات قلبية ويرفع من نسبة حدوث الوفاة.[89]

النباتات

في النباتات ذات التمثيل الضوئي رباعي الكربون فإنّ الصوديوم يعدّ من المغذيات الأصغرية التي لها دور ثانوي ولكن مهمّ؛ حيث تسهم في عملية الاستقلاب، وخاصّةً في إعادة توليد فوسفوإينول حمض البيروفيك واصطناع الكلوروفيل.[90] كما يحلّ الصوديوم مكان البوتاسيوم في بعض النباتات الأخرى، كما هو الحال مع النباتات الملحية، حيث يقوم بالإبقاء على ضغط الامتلاء ويساعد في فتح وإغلاق الثغور النباتية.[91]

يسبّب ارتفاع تركيز الصوديوم في التربة إلى الحدّ والتقليل من استهلاك الماء في النبات عبر جهد الماء، والذي يؤدّي بدوره إلى الذبول.[92][93] كما أنّ ارتفاع تركيز الصوديوم في السيتوبلازم يمكن أن يسبّب تثبيط الإنزيمات، والذي بدوره يؤدّي إلى النخر وشحوب الأوراق.[94] كردّ فعل، تقوم بعض النباتات بتطوير آلية للحدّ من استجلاب الصوديوم في الجذور النباتية، أو بتخزينه في الفجوات العصارية، أو بالحدّ من نقل الملح من الجذور إلى الأوراق.[95] تسمّى هذه النباتات التي تقوم بذلك بأنّها كارهة *للصوديوم*، ومن أمثلتها الفاصولياء الشائعة والذرة.

الاستخدامات [عدل]

مصابيح إنارة للشوارع من بخار الصوديوم، والتي تتميّز بلونها الأصفر البرتقالي.

هناك طلب كبير على مركّبات الصوديوم في الصناعة، وخاصّةً أملاح الكلوريد والهيدروكسيد والكربونات لاستخداماتها المتنوّعة، وذلك بشكل أكبر من الطلب على الصوديوم الفلزّي بحدّ ذاته. يستخدم الصوديوم مع البوتاسيوم على شكل أيون في العديد من الأدوية والمستحضرات الصيدلانية لتحسين التوافر الحيوي؛ على الرغم من أفضليّة أيون البوتاسيوم في حالات عدّة، إلّا أنّ الصوديوم هو الذي يتم اختياره لانخفاض سعره ووزنه الذرّي.[96] يستخدم الصوديوم بشكل مباشر في تحضير مركّبات الصوديوم قليلة الانتشار في الطبيعة، والتي لا يمكن تحضيرها من كلوريد الصوديوم، وذات التطبيقات الخاصة مثل بيروكسيد الصوديوم وأميد الصوديوم وسيانيد الصوديوم وهيدريد الصوديوم وبورهيدريد الصوديوم وأزيد الصوديوم؛ بالإضافة إلى تحضير صبغة النيلة ومركّب ثلاثي فينيل الفوسفين.

كان الصوديوم مستخدماً لوقت طويل في إنتاج رباعي إيثيل الرصاص من كلورو الإيثان، والذي كان يمزج في الماضي بكثرة مع وقود السيارات كمانع للخبط في محرّكات الاحتراق الداخلي؛ قبل أن يمنع لأسباب صحّية وبيئية في أغلب دول العالم، ممّا أدّى إلى انخفاض إنتاج الصوديوم عالميّاً منذ سبعينات القرن العشرين.[19]

التحفيز [عدل]

يستخدم الصوديوم في تحفيز بلمرة 1،3-بوتاديين والإيزوبرين، وفي إنتاج المطّاط الاصطناعي.[97] كان يطلق على المطّاط الاصطناعي المنتَج باستخدام الصوديوم كحفّاز اسم *بونا Buna*، وكان من أوائل أنواع المطّاط الاصطناعي المنتج في العالم.[98]

التبريد [عدل]

يستخدم الصوديوم السائل في تبريد المفاعلات النووية لقدرته العالية على نقل الحرارة.[5] فللصوديوم ناقلية حرارية تبلغ 140 واط/م.كلفن، وهي قيمة تفوق التي للفولاذ (الصلب، 58 واط/م.كلفن)، كما أنّه سهل الانصهار وذو نقطة غليان مرتفعة نسبياً ممّا يمكّن من العمل في المفاعلات تحت ضغوط عادية غير مرتفعة.[99] كما أنّ له مقطع تصادم صغير مع النيوترونات،[99] ممّا يجعله جيّداً للاستخدام كمادة تبريد للمفاعلات النووية مثل مفاعل الاستنسال السريع،[100] والتي لا يستخدم الماء للتبريد فيها لتجنّب كبح النيوترونات.[101]

لكن من مساوئ استخدام الصوديوم في تبريد المفاعلات النووية هو عدم شفافيّته (اعتامه)، ممّا يعيق إصلاح الأعطال بصرياً، بالإضافة إلى خطر وقوع حوادث انفجارية.[102] كما يمكن أن يتكوّن النظير صوديوم-24 عبر تنشيط النيوترون أثناء التشغيل، ممّا قد يشكّل خطر إشعاع بسيط؛ فالنشاط الإشعاعي يتوقّف بعد عدّة أيام من إزالته من المفاعل.[103] عندما تكون هناك الحاجة لإيقاف وإعادة تشغيل المفاعل لعدّة مرات، فإنّه من الأفضل استخدام سبيكة صوديوم-بوتاسيوم NaK للتبريد، إذ أنّها سائلة عند درجة حرارة الغرفة، بالتالي لا تتصلّب مادة التبريد في الأنابيب؛[104] ولكن بالمقابل يُخشى من تلقائية اشتعال البوتاسيوم، ممّا يستدعي اتخاذ إجراءات احترازية إضافية.[105]

من التطبيقات الحرارية للصوديوم أيضاً استخدامه في الصمّامات القفّازة في محرّكات الاحتراق الداخلي عالية الأداء؛ إذ أنّ ساق الصمام تكون مملوءة جزئياً بالصوديوم وتعمل كأنبوب حراري لتبريد الصمّام.[106]

الإنارة [عدل]

لإنارة الشوارع يستخدم أحياناً مصابيح بخار الصوديوم، والتي تتميّز بلونها الأصفر البرتقالي، والذي يتشكّل عند تعريض بخار الصوديوم إلى تفريغ كهربائي.[107]

الاختزال [عدل]

يتميّز الصوديوم بأنّه من المختزلات القويّة، ولذلك يستخدم في تعدين بعض الفلزّات التي لا يمكن اختزالها بالكربون مثل التيتانيوم والزركونيوم والتانتالوم والبيريليوم والألومنيوم والمغنيسيوم، لأنّ هذه الفلزات تشكّل كربيدات ثابتة حرارياً صعبة التفكّك. كما يمكن استخدام البوتاسيوم لهذا الغرض أيضاً.

في المجال المخبري يستخدم الصوديوم كمختزل مهمّ في الاصطناع العضوي،[108] مثل اختزال بيرتش وتفاعل ازدواج البيناكول.[109] يستخدم ناتج إذابة الصوديوم في الأمونيا لاختزال الألكاينات إلى الكينات المفروقة (*ترانس*).[110][111]

التجفيف [عدل]

بسبب القابلية المرتفعة للتفاعل حتى مع آثار من الماء، يمكن أن يستخدم سلك مضغوط من الصوديوم كمجفّف للمذيبات العضوية مثل ثنائي إيثيل الإيثر والتولوين. بالمقابل لا يمكن استخدام هذه الطريقة لتجفيف الكحولات أو المذيبات الهالوجينية (مثل ثنائي كلورو الميثان) لأنّ الصوديوم يتفاعل معها. يمكن استخدام NaK لغرض التجفيف أيضاً، حيث تبدي ميّزات نوعية في هذا المجال. يعطي ناتج عملية التجفيف بالصوديوم (أو NaK) لوناً شديد الزرقة مع مركّب بنزوفينون.[112]

المخاطر [عدل]

صوديوم	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	خطر
بيانات الخطر وفق GHS	H260, H314
بيانات وقاية وفق GHS	P223, P231+232, P280, P305+351+338, P370+378, P422[113]
NFPA 704	3 2 2

تعديل مصدري - تعديل

عند التماس مع الماء يشكّل الصوديوم غاز الهيدروجين القابل للاشتعال، بالإضافة إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم الأكّال.[114] بالتالي فإن ابتلاع الصوديوم وتماسّه مع الجلد أو العين أو الأغشية المخاطية يسبّب حروقاً شديدة.[115][116] ينفجر الصوديوم بشكل تلقائي بوجود المؤكسدات.[117]

إنّ مطافئ الحريق ذات الأساس المائي غير مناسبة لإطفاء حرائق الصوديوم، فهي تعمل بالعكس على تسريعها، كما ينبغي تجنّب استعمال مطافئ ذات أساس من ثنائي أكسيد الكربون وبرومو كلورو ثنائي فلورو الميثان (هالون 1211) أيضاً.[116] يستخدم لإطفاء حرائق الفلزّات مطافئ من الصنف D (بودرة جافّة)، والتي يعتمد بعضها مثلاً (*Lith-X*) على مسحوق من الغرافيت والرمل ومثبّط لهب فوسفاتي عضوي.[118]

تُكافَح حرائق الصوديوم في المفاعلات النووية بعزل الصوديوم عن الأكسجين بإحاطة أنابيب الصوديوم بغاز خامل.[119] أمّا حرائق الصوديوم ذات النمط البِرَكي فتكافَح بأسلوب مختلف يعتمد على تجميع الصوديوم المتسرّب وسَوقِه إلى خزّانات استرجاع لعزله عن الأكسجين.[119]

اقرأ أيضاً [عدل]

- فلز قلوي

المراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ "القلويات". الموسوعة العربية. مؤرشف من الأصل في 13 أغسطس 2017.
2. ^ "سلسلة العناصر المعدنية - الصوديوم". الباحثون السوريون. 08 أبريل 2016. مؤرشف من الأصل في 14 أكتوبر 2017.
3. ^ "صوديوم اقل وبوتاسيوم أكثر". موقع الطبي. مؤرشف من الأصل في 13 أكتوبر 2018.
4. ^ "اختبار الصوديوم". موسوعة الملك عبد الله بن عبد العزيز العربية للمحتوى الصحي. 01.10.2011. مؤرشف من الأصل في 1 ديسمبر 2016.
5. ^ "استخدامات الصوديوم". كيمياء العناصر، *المجموعة الأولى: القلويات*. المدرسة العربية. مؤرشف من الأصل في 18 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 7 يناير 2012.

بلغات أجنبية [عدل]

1. ^Endt, P. M. ENDT, ,1 (1990) (12/1990). "Energy levels of A = 21-44 nuclei (VII)". *Nuclear Physics A*. **521**: 1. doi:10.1016/0375-9474(90)90598-G.
2. ↑ ا ب Mineralienatlas: *Natrium*. 11 نسخة محفوظة نوفمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
3. ^ "soda in Online Etymology Dictionary". 2001-2016 Douglas Harper. مؤرشف من الأصل في 1 ديسمبر 2016.
4. ↑ ا ب Newton, David E. (1999). Baker, Lawrence W. (المحرر). *Chemical Elements*.

56. ^ D. L. Ward, R. H. Huangj, J. L. Dye: *The Structures of Alkalides and Electrides. III. Structure of Potassium Cryptand[2.2.2] Natride*. In: *Acta Cryst.* C46, 1990, S. 1833–1835.
57. ↑ ا ب Holleman, Arnold F.; Wiberg, Egon; Wiberg, Nils (1985). *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* (الطبعة 91–100) (باللغة الألمانية). Walter de Gruyter. صفحات 931–943. ISBN 3-11-007511-3.
58. ^ (1943)"Triphenylmethylsodium". *Org. Synth.: Coll. Vol.* **2**: 607.

وصلات خارجية [عدل]

- الصوديوم في فيديوهات الجدول الدوري (من جامعة نوتنغهام)
- أصل كلمة "natrium" – مصدر الرمز Na

في كومنز صور وملفات عن: صوديوم

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت اضطرابات الكَهرَل وَالتَوازُن الحِمضي القاعِدي
ع · ن · ت أخطاء خلقية في أيض المَعادن
ع · ن · ت مركبات الصوديوم
ع · ن · ت مكملات غذائية

ضبط استنادي: BNF: cb11980515x (data) · GND: 4171239-0 · LCCN: sh85124249 · NDL: 00568053
معرفات كيميائية: *ZVG number*: 8080 · *ECHA*: 100.028.302 · *NDF-RT ID*: N0000146496 · *CAS Number*: 7440-23-5 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID1049774 · *EC no.*: 231-132-9 · *ChEBI ID*: 26708 · *PubChem CID*: 5360545 · *Gmelin number*: 16221 · *UNII*: 9NEZ333N27

بوابة الكيمياء · بوابة العناصر الكيميائية

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 29 يناير 2017 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: صوديوم | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | قوالب صحة وسلامة | مجففات | مختزلات | معادن الصوديوم | معادن غذائية

مغنيسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من مغنسيوم)

هذه المقالة تخضع حاليًا لمرحلة مراجعة الزملاء بهدف فحصها وتقييمها، تحضيرًا لترشيحها لتكون ضمن المحتوى المتميز في ويكيبيديا العربية.
تاريخ بداية المراجعة 4 مارس 2021

ألومنيوم ← **مغنيسيوم** ← صوديوم

Be ↑ **Mg** ↓ Ca — $_{12}$Mg

المظهر

رمادي فضي

الخطوط الطيفية للمغنسيوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	مغنيسيوم، 12، Mg
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 3، s
الكتلة الذرية	24.3050 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne]; 3s^2
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.738 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.584 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	923 ك، 650 °س، 1202 °ف
نقطة الغليان	1363 ك، 1091 °س، 1994 °ف
حرارة الانصهار	8.48 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	128 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.869 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	701	773	861	971	1132	1361

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**، 1 [1] (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	1.31 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 737.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1450.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 7732.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	160 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	141±7 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	173 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	43.9 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	156 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	24.8 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) (مختمر) 4940 متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	45 غيغاباسكال
معامل القص	17 غيغاباسكال
معامل الحجم	45 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.290
صلادة موس	2.5
صلادة برينل	260 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-95-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر المغنيسيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{24}Mg	78.99%	^{24}Mg هو نظير مستقر وله 12 نيوترون			
^{25}Mg	10%	^{25}Mg هو نظير مستقر وله 13 نيوترون			
^{26}Mg	11.01%	^{26}Mg هو نظير مستقر وله 14 نيوترون			

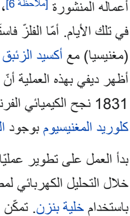
ع · ن · ت

المغنيسيوم [ملاحظة 1] هو عنصر كيميائي رمزه **Mg** وعدده الذرّي 12، وهو ينتمي إلى الفلزّات القلوية الترابية، التي تقع في المجموعة الثانية للجدول الدوري للعناصر. يوجد هذا العنصر في الشروط القياسية على شكل صلب رمادي برّاق. يأتي المغنيسيوم من حيث الوفرة الطبيعية للعناصر في الكون في المرتبة الثامنة؛[2][3] حيث ينتج هذا العنصر في النجوم بعمرها المتأخّر من تفاعل اندماج لنوى الهليوم في نوى الكربون؛ وعند انفجار تلك النجوم على هيئة مستعرات أعظمية يُطرَح معظم المغنيسيوم إلى الوسط بين النجمي، حيث يعاد تدويره إلى أنظمة نجوم وليدة جديدة. كما يأتي العنصر أيضاً في المرتبة الثامنة من حيث الوفرة في القشرة الأرضية؛[4] في حين أنّه يأتي في المرتبة الرابعة من حيث وفرة العناصر في تركيب الأرض الكيميائي (بعد الحديد والأكسجين والسيليكون)، مشكّلاً حوالي 14% من كتلة الأرض، وخاصّةً في تركيب الوشاح. يأتي المغنيسيوم في المرتبة الثالثة بعد الصوديوم والكلور من حيث العناصر المنحلّة في ماء البحر.[5]

يتميّز هذا الفلزّ بنشاطه الكيميائي، لذلك لا يوجد بشكله الحرّ في الطبيعة، إنّما على شكل مركّبات كيميائية مع عناصر أخرى، وغالباً بحالة الأكسدة +2. يُستحصَل على الشكل العنصري الحرّ بإجراء عملية تحليل كهربائي لأملاح المغنيسيوم المنحلّة في الأجاج؛ وهو يُستخدَم في العديد من التطبيقات، منها دخوله في تركيب السبائك، مثل سبيكة مغناليوم مع عنصر الألومنيوم، والتي تتميّز بمتانتها مع خفّتها. للمغنيسيوم أهمّية حيوية كبيرة، فهو يأتي في المرتبة الحادية عشرة من حيث وفرة العناصر الكيميائية في جسم الإنسان؛ وهو من العناصر المعدنية الضرورية؛[6] وخاصّةً بالنسبة للإنزيمات. تستخدم مركّبات المغنيسيوم في تركيب الأدوية، مثل الملّينات ومضادات الحموضة، وكذلك في علاج حالات الإرجاج.[6]

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]



أنطوان بوسي هو أوّل من تمكّن من عزل المغنيسيوم النقي، بعد أن تمكّن همفري ديفي من اكتشافه سابقاً.

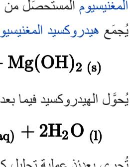
يُشتَقّ اسم مغنيسيوم من الكلمة الإغريقية «Μαγνησία»، والتي قد تشير إمّا إلى منطقة في اليونان القديمة تدعى مغنيسيا، والتي تقع حالياً في إقليم ثيساليا؛[7] أو إلى مدنٍ مندثرةٍ حملت نفس الاسم مثل مغنيسيا (على جبل سيبيلوس) [ملاحظة 2] أو مغنيسيا (على نهر مندريس) [ملاحظة 3] والواقعة حالياً في تركيا؛[8] وتلك المناطق سكنتها قبيلة مغنيت [ملاحظة 4] اليونانية القديمة. هناك صلة وصل بين تسمية المغنيسيوم وبين تسمية معدن المغنيتيت [ملاحظة 5] (حجر المغناطيس) وبين تلك التي تعود إلى عنصر المنغنيز.

عُرِفت مركّبات المغنيسيوم منذ مئات السنين وذلك قبل الحصول على الفلزّ بشكله النقيّ، منها التالك (سيليكات المغنيسيوم المميّهة)؛ ومنها كبريتات المغنيسيوم، الذي يعرف بالاسم الشائع «الملح الإنجليزي».[9] يُعدّ الفيزيائي والكيميائي الإسكتلندي جوزيف بلاك أوّل من عمل على مركّبات المغنيسيوم بشكل علمي وذلك في القرن الثامن عشر. اكتشف جوزيف بلاك سنة 1755 الفرق بين الحجر الكلسي (كربونات الكالسيوم) وبين كربونات المغنيسيوم في إحدى أعماله المنشورة [ملاحظة 6]، حيث كان يكثر الخلط بينهما كثيراً في تلك الأيام. أمّا الفلزّ فاستحصَل عليه الكيميائي همفري ديفي أوّل مرّة سنة 1808 وذلك بأسلوب التحليل الكهربائي لمزيج من أكسيد المغنيسيوم (مغنيسيا) مع أكسيد الزئبق الثنائي؛[10] لكنّه لم يكن نقيّاً، إنّما حصل عليه على شكل ملغمة (خليطة مع الزئبق)، لأنّه استخدم مهبطاً من الزئبق. أظهر ديفي بهذه العملية أنّ المغنيسيا أكسيد لفلزّ جديد، أسماه مغنيوم Magnium،[10] وتحوّلت التسمية فيما بعد إلى «مغنيسيوم». في سنة 1831 نجح الكيميائي الفرنسي أنطوان بوسي من الحصول على المغنيسيوم النقيّ بأسلوب مخبري ولكن بكمّيّات قليلة، وذلك من خلال تسخين كلوريد المغنيسيوم بوجود الكالسيوم للاختزال.

بدأ العمل على تطوير عمليّات صناعية للحصول على المغنيسيوم بواسطة مايكل فاراداي، فهو أوّل من تمكّن من الحصول على المغنيسيوم من خلال التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد المغنيسيوم وذلك سنة 1833؛ ثمّ تمكّن روبرت بنزن لاحقاً من إنتاج كمّيّات أكبر بنفس الأسلوب باستخدام خلية بنزن. تمكّن هنري إتيان سانت كلير ديفيل سنة 1857 بمساعدة من كارون [ملاحظة 7] من تطوير عملية صناعية لإنتاج المغنيسيوم، وذلك بإجراء اختزال لمزيج من كلوريد المغنيسيوم وفلوريد الكالسيوم باستخدام الصوديوم. إلّا أنّ تلك العمليّات لم تكن ذات جدوى اقتصادية كبيرة.

بما أنّ سبائك المغنيسيوم تتميّز بانخفاض كثافتها، فقد وجدت لها تطبيقاتٍ في مجال بناء العربات، ومن أوائل التطبيقات المستخدمة لذلك الغرض كان بناء هيكل مناطيد زبلين قبل الحرب العالمية الأولى؛ كما شاع استخدامها في بناء هياكل الطائرات في ثلاثينيّات القرن العشرين. أمّا في الحرب العالمية الثانية فقد استُخدِمَت خاصّية الاشتعالية المرتفعة للمغنيسيوم في تصميم الأسلحة الحارقة التي كانت تلقى على المدن أثناء المعارك والقصف الجوي.

الوفرة الطبيعية [عدل]

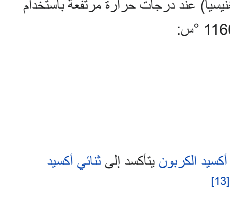


معدن الدولوميت الأبيض في تداخل مع معدن المغنيسيت الأصفر.

يوجد المغنيسيوم في بوفرة جيّدة نسبياً في القشرة الأرضية، فهو يأتي في المرتبة الثامنة من حيث ترتيب وفرة العناصر الكيميائية فيها.[4] فيمكن أن يُعثَر على المغنيسيوم في معادن مختلفة يصل عددها إلى 60 معدناً، وذلك غالباً على شكل معادن الكربونات أو السيليكات أو الكبريتات. أشهر تلك المعادن وأكثرها أهمّيّة من الناحية الاقتصادية كلٌّ من المغنيسيت $MgCO_3$، والدولوميت $CaMg(CO_3)_2$، والبروسيت $Mg(OH)_2$، والكارناليت $KMgCl_3·6H_2O$، والتالك $Mg_3[Si_4O_{10}](OH)_2$، والأوليفين $(Mg, Fe)_2SiO_4$. من معادن المغنيسيوم الأخرى أيضاً كلّ من الإنستاتيت $MgSiO_3$، والكيزريت $MgSO_4·H_2O$، والسيبيوليت $Mg_4Si_6O_{15}(OH)_2·6H_2O$ والبيكروميريت $K_2Mg(SO_4)_2·6H_2O$؛ بالإضافة إلى معدن الإسبينيل $MgAl_2O_4$.

تنتشر معادن المغنيسيوم في صخور السربنتين وكذلك في صخر البونينيت. يوجد الأيون Mg^{+2} بوفرة في تركيب ماء البحر، وتبلغ نسبته حوالي 1.3 غ/كغ، فهو بذلك الثاني من حيث ترتيب الأيونات الموجبة (الكاتيونات) بعد الصوديوم؛ ممّا يجعل استحصاله من ماء البحر مجدٍ اقتصادياً.

الإنتاج [عدل]



صفائح وصبّات من المغنيسيوم

يمكن الحصول على فلزّ المغنيسيوم النقيّ صناعياً وفق طريقتين، وذلك إمّا وفق «عملية داو» [ملاحظة 8]، التي تعتمد على مبدأ التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد المغنيسيوم؛ أو وفق «عملية بيدجن» [ملاحظة 9]، التي تعتمد على الاختزال الحراري لمركّب أكسيد المغنيسيوم.

بلغ الإنتاج العالمي من فلزّ المغنيسيوم سنة 2017 حوالي 1,100 كيلوطن؛ وأكثر من 80% من الإنتاج العالمي من المغنيسيوم هو في الصين (930 كيلوطن)؛ في حين أنّ روسيا أنتَجت حوالي 60 كيلوطن.[11] تعتمد الصين على عملية بيدجن في إنتاج المغنيسيوم؛[12] في حين تعتمد الولايات المتحدة على عملية داو في إنتاجها لهذا الفلزّ.

عملية داو

تتضمّن عملية داو الحصول على المغنيسيوم من إجراء تحليل كهربائي لمصهور كلوريد المغنيسيوم المستحصَل من الأجاج وماء البحر. يُعالَج المحلول الملحي الحاوي على أيونات المغنيسيوم Mg^{+2} بالجير الحي (أكسيد الكالسيوم) ثم يُجمَع هيدروكسيد المغنيسيوم المترسّب:

$$Mg^{2+}_{(aq)} + CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + Mg(OH)_{2\,(s)}$$

يُحوَّل الهيدروكسيد فيما بعد إلى هيدرات جزئية من كلوريد المغنيسيوم بالمعالجة مع حمض الهيدروكلوريك ثم بالتسخين اللاحق:

$$Mg(OH)_{2\,(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2\,(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

تُجرى بعدئذٍ عملية تحليل كهربائي لمصهور كلوريد المغنيسيوم في خلايا داونز، حيث تُختزَل أيونات المغنيسيوم على المهبط، في حين ينطلق غاز الكلور على المصعد:

$$Mg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mg$$
$$2\,Cl^- \longrightarrow 2\,e^- + Cl_2$$

عملية بيدجن

تتضمّن عملية بيدجن الحصول على المغنيسيوم من إجراء اختزال حراري لأكسيد المغنيسيوم (المغنيسيا) عند درجات حرارة مرتفعة باستخدام السيليكون المستحصَل من خامات السيليكون الحديدي (فروسيليكون) عاملاً للاختزال عند حوالي 1160 °س:

$$2MgO_{(s)} + Si_{(s)} + CaO_{(s)} \longrightarrow 2Mg_{(g)} + Ca_2SiO_{4\,(s)}$$

أو باستخدام الكربون (الفحم) عند حوالي 2300 °س:

$$MgO_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow Mg_{(g)} + CO_{(g)}$$

يُكثَّف بخار المغنيسيوم المستحصَل من العملية، ثم يُنقّى بإجراء تقطير بالتفريغ، في حين أنّ أحادي أكسيد الكربون يتأكسد إلى ثنائي أكسيد الكربون. يتضمّن إنتاج 1 كغ من المغنيسيوم إطلاق حوالي 30 كغ من CO_2 إلى الغلاف الجوّي.[13]

طرق حديثة

هناك عملية حديثة نسبياً لإنتاج المغنيسيوم تعتمد على استخدام تقانة غشاء الأكسيد الصلب أثناء اختزال أكسيد المغنيسيوم بوجود مادة سيراميكية مكوّنة من أكسيد الزركونيوم (الزركونيا) المثبّت بأكسيد الإتريوم (الإتريا) [ملاحظة 10] يتشكّل غاز الأكسجين على المصعد في هذه العملية، لذلك فهي صديقة للبيئة؛[14] كما أنّها أقلّ تكاليفاً بحوالي 40% من عملية الاختزال الحراري.[15]

النظائر [عدل]

للمغنيسيوم ثلاثة نظائر مستقرّة في الطبيعة وهي مغنيسيوم-24 ^{24}Mg ومغنيسيوم-25 ^{25}Mg ومغنيسيوم-26 ^{26}Mg. يعدّ مغنيسيوم-24 النظير الأكثر وفرة طبيعية من بين هذه النظائر المستقرّة، حيث يشكّل حوالي 79% من المغنيسيوم في الطبيعة، في حين أنّ النظيرين الباقيين ^{25}Mg و^{26}Mg لهما نسبة وفرة متقاربة (10% و 11% على الترتيب).[16]

هنالك تسعة عشر نظيراً مشعّاً للمغنيسيوم تتراوح أعداد الكتلة لها بين 19 و 40. أطول هذه النظائر المشعّة عمراً هو النظير ^{28}Mg الذي له عمر نصف مقداره 20.915 ساعة، في حين أنّ أقصر هذه النظائر عمراً هو النظير ^{39}Mg الذي عمر النصف له أقلّ من 180 نانو ثانية.[17] أُنتِجَ النظير مغنيسيوم-28 ^{28}Mg في عدّة محطّات طاقة نووية بين خمسينيّات إلى سبعينيّات القرن العشرين من أجل استخدامه في التجارب العلمية؛ إلّا أنّ قصر عمره نسبياً حال دون شيوع استخدامه. تتضمحلّ النظائر الخفيفة من نظائر المغنيسيوم المشعّة إلى نظائر الصوديوم، في حين أنّ النظائر المشعّة الثقيلة تتضمحلّ إلى نظائر الألومنيوم الموافقة.

للنويدة ^{26}Mg تطبيقات في علم الجيولوجيا وذلك بشكل مقارب لتطبيقات الألومنيوم. إذ أن ^{26}Mg هي نويدة ذات أصل إشعاعي ناتجة عن النويدة ^{26}Al، والتي يبلغ عمر النصف لها مقدار 717 ألف سنة. عُثِرَ على كمّيّات وفيرة من النويدة المستقرّة ^{26}Mg في تضمينات غنيّة بالكالسيوم والألومنيوم والموجودة في بعض الأحجار النيزكية الكربونية؛ وذلك يعود إلى اضمحلال النويدة ^{26}Al في التضمينات؛[18] وذلك أدّى إلى استنتاج أن تلك الأحجار النيزكية كانت قد تشكّلت في السديم الشمسي، وأنّها من أقدم الأجرام في النظام الشمسي، وتُقدّم بذلك معلومات مهمّة عن تشكّل وتطوّر المجموعة الشمسية.

الخواص الفيزيائية [عدل]

يوجد عنصر المغنيسيوم في الشروط القياسية على شكل فلزّ لامع ذي لون يتراوح بين الأبيض إلى الرمادي، وهو فلز خفيف الوزن له ثلثا كثافة جاره الألومنيوم. للمغنيسيوم أخفض نقطة انصهار (650 °س) ونقطة غليان (1091 °س) بين عناصر الفلزّات القلوية الترابية. إنّ بلّورات المغنيسيوم النقيّ هشّة، ومن السهل أن تتصدّع؛ وتبلغ قيمة معامل المرونة الطولي له حوالي 45 غيغاباسكال. يصبح المغنيسيوم أكثر قدرةً على السحب عندما يُسبَك مع كمّيّات صغيرة من فلزّات أخرى، مثل الألومنيوم؛[19] كما يمكن أن تزداد القدرة على سحبه أيضاً عندما يكون قياس الحبيبات صغيراً من أبعاد حوالي 1 ميكرومتر (ميكرون) أو أقلّ.[20]

السبائك [عدل]

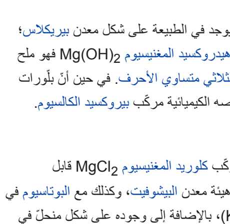
قضيب من المغنيسيوم

يشكّل المغنيسيوم العديد من السبائك مع عددٍ معتبرٍ من الفلزّات؛ منها مع الألومنيوم Mg-Al والمنغنيز Mg-Mn، والسيليكون Mg-Si، والزنك Mg-Zn؛ بالإضافة إلى سبيكة إلكترون، وهي علامة تجارية لعدد من السبائك التي تتكوّن من 90% مغنيسيوم بالإضافة إلى حوالي 9.5% ألومنيوم، مع وجود كمّيّات ضئيلة من عدّة عناصر أخرى مثل الزنك أو القصدير أو الإتريوم أو النيوديميوم أو الغادولينيوم أو الزركونيوم؛ بالإضافة إلى كمّيّات نزرة من عناصر أرضية نادرة.[21]

إنّ أكثر ما يميّز سبائك المغنيسيوم تلك هو خفّة وزنها، فعلى سبيل المقارنة تبلغ كثافة المغنيسيوم 1.74 غ/سم^3 في حين أنّها تبلغ مقدار 2.75 غ/سم^3 للألومنيوم. وما يميّزها أنّ مجال درجة انصهارها يقع بين 430 و630 °س، ممّا يجعل من عملية سبكها موفّرةً نسبياً للطاقة؛ لكنّها أقلّ مقاومةً للشدّ وأقلّ صلادة بالمقارنة مع سبائك الألومنيوم. تُستخدَم سبائك المغنيسيوم في بناء هياكل العربات، كما تُستخدَم أيضاً في صبّ هيكل محرّكات السيارات، كما هو الحال في سيارة ألفا روميو 156 وفي بعض محرّكات سيارات شركة BMW [ملاحظة 11] على سبيل المثال.

بلغ الاستهلاك العالمي من سبائك المغنيسيوم سنة 2013 أقلّ من حوالي مليون طن، بالمقارنة مع 50 مليون طن من سبائك الألومنيوم. من العيوب التي تحدّ من انتشار سبائك المغنيسيوم هو ميلها للتآكل، وكذلك وجود خاصة الزحف، بالإضافة إلى قابليتها للاشتعال.[22] يؤدّي وجود كمّيّات من فلزّات الحديد أو النيكل أو النحاس أو الكوبالت إلى تحفيز وتنشيط التآكل؛ حيث تعمل تلك الفلزّات على تشكيل مركّبات بين فلزية مترسّبة، ممّا يؤدّي إلى تنشيط مواقع مهبطية في بنية السبيكة، والتي تقوم باختزال الماء، ممّا يؤدّي إلى فقدان المغنيسيوم.[22] ويمكن التغلّب على ذلك بإضافة كمّيّات مضبوطة من المنغنيز،[22] أو من الزرنيخ.[22][23]

الخواص الكيميائية [عدل]



حرق قطعة من المغنيسيوم بموقد اللحام.

عند تعرّض فلز المغنيسيوم النقي للهواء فإنّه يفقد لمعانه، وذلك بسبب تشكّل طبقة من الأكسيد، والتي يصعب إزالتها، ولكنّها لا تغطّي كامل الفلز، مثلما يحدث مع الألومنيوم، لأنّ لأكسيد المغنيسيوم (MgO) حجم مولي أقلّ من فلزّ المغنيسيوم نفسه؛ (10.96 سم^3/مول للأكسيد مقابل 13.96 سم^3/مول للفلز). يتميّز المغنيسيوم بأنّه قابل للاشتعال بسهولة، خاصّةً عندما يكون على شكل مسحوق أو على شكل صفائح رقيقة؛ في حين أنّ الكتل الضخمة منه يصعب اشتعالها. يحترق هذا الفلزّ بلهبٍ أبيض، ويمكن أن تصل درجة حرارة لهب المغنيسيوم المشتعل أو سبائكه إلى 3100 °س.[24] يتشكّل لدى احتراق المغنيسيوم مركّب أكسيد المغنيسيوم MgO والبعض من نتريد المغنيسيوم Mg_3N_2.

يتفاعل المغنيسيوم النقيّ بعنفٍ مع الماء وينطلق غاز الهيدروجين جرّاء ذلك التفاعل:

$$Mg + 2\,H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

ما يقلّل من الخطورة هو تشكّل هيدروكسيد المغنيسيوم صعب الانحلال في الماء، ممّا يؤدّي إلى تخميل شدّة هذا التفاعل. كما تستطيع الأحماض المعدنية الممدّدة أن تذيب طبقة الأكسيد وأن تتفاعل بشكل ناشر للحرارة مع المغنيسيوم، لتعطي مثلاً مع حمض الهيدروكلوريك ملح الكلوريد الموافق بالإضافة إلى غاز الهيدروجين. من جهةٍ أخرى، لا يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروفلوريك، وذلك على العكس من الألومنيوم، ويعود السبب إلى ضعف انحلالية فلوريد المغنيسيوم المتشكّل؛ كما لا يتفاعل المغنيسيوم مع القواعد الكيميائية.

يتفاعل المغنيسيوم مع ثنائي أكسيد الكربون بشكلٍ طاردٍ للحرارة مع تشكّل الكربون وأكسيد المغنيسيوم:[25]

$$2\,Mg + CO_2 \longrightarrow 2\,MgO + C$$

المركّبات الكيميائية [عدل]

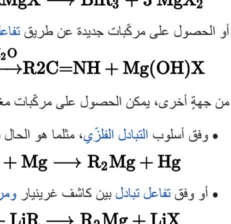
يشكّل المغنيسيوم العديد من المركّبات الكيميائية، وذلك بشكلٍ شبه سائدٍ في حالة الأكسدة +2؛ وذلك سواءً في مركّباته اللاعضوية أو العضوية.

المركبات اللاعضوية [عدل]

الأكاسيد والهيدروكسيد

يعدّ أكسيد المغنيسيوم (المغنيسيا) MgO من مركّبات المغنيسيوم وفيرة الانتشار والاستخدام، وهو يوجد في الطبيعة على شكل معدن بيريكلاس؛ ويوجد في شكله النقيّ على هيئة بلّورات عديمة اللون ذات بنية شبيهة ببنية كلوريد الصوديوم. أمّا هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ فهو ملح قاعدي عديم اللون، ويوجد في الطبيعة على شكل معدن البروسيت؛ وتتبع بلّوراته النظام البلّوري الثلاثي متساوي الأحرف. في حين أنّ بلّورات بيروكسيد المغنيسيوم MgO_2 عديمة اللون أيضاً، إلّا أنّ لها بنية البيريت، ويشبه المركّب في خواصه الكيميائية مركّب بيروكسيد الكالسيوم.

الهاليدات



معدن الإبسوميت وتركيبه الكيميائي من كبريتات المغنيسيوم سباعي الهيدرات $MgSO_4•7H_2O$

يشكّل المغنيسيوم مركّبات الهاليد النمطية؛ فمركّب كلوريد المغنيسيوم $MgCl_2$ قابل للاسترطاب بسهولة، ويوجد في الطبيعة على هيئة معدن البيشوفيت، وكذلك مع البوتاسيوم في الملح المزدوج كارناليت ($KMgCl_3•6H2O$)، بالإضافة إلى وجوده على شكل منحلّ في ماء البحر والبحيرات المالحة. يوجد مركّب فلوريد المغنيسيوم MgF_2 على هيئة بلّورات عديمة اللون ذات نظام بلوري رباعي بنمط بنية الروتيل؛ أمّا بروميد المغنيسيوم $MgBr_2$ ويوديد المغنيسيوم فهي أملاح ذات قابلية استرطاب مرتفعة، وتتبع بنيتها النظام البلّوري الثلاثي متساوي الأحرف.[26]

أملاح لاعضوية أخرى

من الأملاح اللاعضوية المعروفة للمغنيسيوم كلّ من الكربونات $MgCO_3$ والنترات $Mg(NO_3)_2$ والكبريتات $MgSO_4$؛ بالإضافة إلى أملاح فوسفات المغنيسيوم المختلفة. هناك أيضاً مركّبات لاعضوية أخرى كثيرة للمغنيسيوم؛ منها هيدريد المغنيسيوم MgH_2 وثنائي بوريد المغنيسيوم MgB_2 وكربيد المغنيسيوم Mg_2C_3 ونتريد المغنيسيوم Mg_3N_2 وكبريتيد المغنيسيوم MgS وسيليسيد المغنيسيوم Mg_2Si وجرمانيد المغنيسيوم Mg_2Ge وتيتانات المغنيسيوم $MgTiO_3$ وكذلك مركب بولونيد المغنيسيوم MgPo.

المركبات العضوية [عدل]

هناك عددٌ من مركّبات المغنيسيوم العضوية، ولكنّ أشهرها تُعرَف تحت اسم مركّبات غرينيار (أو كواشف غرينيار)، وذلك نسبة إلى مكتشفها فيكتور غرينيار [ملاحظة 12]، ولها الصيغة العامة R−Mg−X، حيث X تمثّل أحد الهالوجينات وR تمثّل مجموعة كربونية من ألكيل أو أريل. من الأمثلة على هذه المركّبات كلّ من مركّب كلوريد ميثيل المغنيسيوم CH_3MgCl و بروميد فينيل المغنيسيوم C_6H_5MgBr. تُحضّر مركّبات غرينيار من تفاعل هاليدات الألكيل أو الأريل مع خراطة المغنيسيوم؛[27] وتوجد محاليلها في توازن كيميائي يعرف باسم توازن شلينك [ملاحظة 13].[28][29] يتصرف كاشف غرينيار في تفاعلاته على هيئة كاشف محب للنواة (نكليوفيل) مهاجماً المجموعات المحبة للإلكترونات (إلكتروفيل)، أو الذرّات ذات الاستقطاب الجزئي الموجب، مثل ذرّة الكربون المرتبطة بذرّة أكثر كهرسلبية في مجموعة الكربونيل على سبيل المثال. بالتالي يمكن بواسطة كواشف غرينيار الحصول على مركّبات عضوية فلزّية جديدة، كما هو الحال مع البزموت:

$$BiCl_3 + 3\,RMgX \longrightarrow BiR_3 + 3\,MgX_2$$

أو الحصول على مركّبات جديدة عن طريق تفاعل إضافة:

$$RC\equiv N + RMgX \longrightarrow R_2C{=}NMgX \xrightarrow{H_2O} R2C{=}NH + Mg(OH)X$$

من جهةٍ أخرى، يمكن الحصول على مركّبات مغنيسيوم ثنائية المجموعة العضوية على الشكل R_2Mg بعدّة طرق؛[30] وذلك إمّا:

- وفق أسلوب التبادل الفلزّي، مثلما هو الحال في التفاعل التالي للمغنيسيوم مع مركّب زئبق عضوي:

$$R_2Hg + Mg \longrightarrow R_2Mg + Hg$$

- أو وفق تفاعل تبادل بين كاشف غرينيار ومركب ليثيوم عضوي:

$$RMgX + LiR \longrightarrow R_2Mg + LiX$$

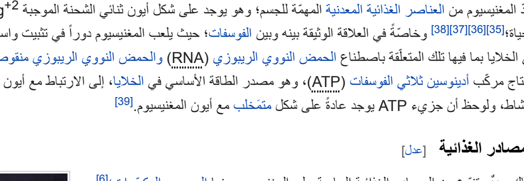
- أو بإزاحة توازن شلينك باستخدام مركب 1،4-ديوكسان:[31]

$$2\,RMgX + 2\,1,4\text{-Dioxan} \longrightarrow R_2Mg + MgX_2(1,4\text{-Dioxan})_2\downarrow$$

- أو تفاعل إضافة هيدريد المغنيسيوم إلى ألكين:[32]

$$MgH_2 + 2\,CH_2{=}CHR' \longrightarrow MgR_2$$

كما يستطيع عنصر المغنيسيوم أن يشكّل معقّدات تناسقية مع الرابطة الثنائية C=C في عددٍ من المركّبات باستخدام رباعي هيدرو الفوران من أجل تثبيت المعقّد، مثلما هو الحال مع 1،3-بوتاديين:[33]



أو الأنثراسين حيث يُستحصَل على مركّب أنثراسين المغنيسيوم، والمستخدم على شكل حفّاز من أجل تفاعلات الهدرجة.[34]

الكشف عن المغنيسيوم [عدل]

يمكن الكشف تحليلياً عن المغنيسيوم باستخدام كاشف كيميائي مثل أصفر الثيازول أو كيناليزارين أو باستخدام كاشف يدعى «مغنيسون II» [ملاحظة 14] وهو صباغ آزوي له الاسم الكيميائي: 4-(4-نترو فينيل آزو)-1-نافثول. للكشف عن المغنيسيوم باستخدام كاشف *المغنيسون II* تُحَلّ المادّة المراد تحليلها في الماء، ثم يُصَيّر الوسط قلوياً. ثم يضاف إلى الوسط بضعة قطرات من الكاشف. عند وجود المغنيسيوم في الوسط يتشكّل لون أزرق داكن؛ إلّا أنّه ينبغي إزالة أيّة فلزّات قلوية ترابية من الوسط قبل إجراء العملية بترسيبها على شكل كربونات، وذلك لمنع التداخل. أمّا في عملية الكشف عن المغنيسيوم باستخدام كاشف أصفر الثيازول، فتُحلّ العيّنة أوّلاً بالماء ثم يُحمَّض الوسط ثم تضاف بضعة قطرات من أصفر الثيازول، ثم يُصيَّر الوسط قلوياً؛ حيث يعطي هذا الكاشف بوجود المغنيسيوم راسباً ذا لون أحمر قانئ. يحدث التداخل في التحليل بواسطة أصفر الثيازول مع أيونات النيكل والزنك والمنغنيز والكوبالت؛ وعادةً ما تزال من الوسط على شكل رواسب من الكبريتيدات الموافقة. أما للكشف عن المغنيسيوم باستخدام كاشف الكيناليزارين فتجرى في محلول للعيّنة في وسط حمضي، ثم تضاف قطرتان من الكاشف، ثم يُصيَّر الوسط قلوياً، وعند وجود المغنيسيوم يتشكّل لون أزرق من معقّد للمغنيسيوم ضعيف الانحلال.

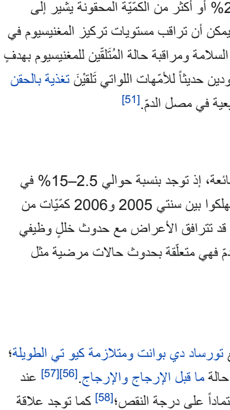
يمكن الكشف عن المغنيسيوم أيضاً باستخدام أسلوب تفاعل الترسيب التقليدي مع أملاح الفوسفات. ينبغي أن يجرى التفاعل بعد إزالة الفلزّات الثقيلة لمنع التداخل ثم تضاف الأمونيا مع ملح كلوريد الأمونيوم، ثم يضاف فوسفات ثنائي الصوديوم مع جعل قيمة حموضة الوسط (pH) تتراوح بين 8 إلى 9؛ وعند وجود أيونات المغنيسيوم يتشكّل راسب أبيض من فوسفات المغنيسيوم والأمونيوم:

$$Mg^{2+} + NH_4^+ + PO_4^{3-} \rightarrow MgNH_4PO_4\downarrow$$

الدور الحيوي [عدل]

يعدّ المغنيسيوم من العناصر الغذائية المعدنية المهمّة للجسم؛ وهو يوجد على شكل أيون ثنائي الشحنة الموجبة Mg^{+2} وهو من المغذّيات الأساسية للحياة؛[35][36][37][38] وخاصّةً في العلاقة الوثيقة بينه وبين الفوسفات؛ حيث يلعب المغنيسيوم دوراً في تثبيت واستقرار المركّبات متعدّدة الفوسفات في الخلايا بما فيها تلك المتعلّقة باصطناع الحمض النووي الريبوزي (RNA) والحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (DNA)؛ كما يحتاج مركّب أدينوسين ثلاثي الفوسفات (ATP)، وهو مصدر الطاقة الأساسي في الخلايا، إلى الارتباط مع أيون المغنيسيوم ليصبح ذا فعالية ونشاط، ولوحظ أن جزيء ATP يوجد عادةً على شكل متمَخلب مع أيون المغنيسيوم.[39]

المصادر الغذائية [عدل]



أمثلة على مصادر غذائية طبيعية متنوّعة حاوية على المغنيسيوم.

هناك عددٌ متنوّع من المصادر الغذائية الحاوية على المغنيسيوم، منها الحبوب والمكسّرات؛[6] والخضراوات الورقية مثل السبانخ.[40] تبلغ الكمّيّة الغذائية المرجعية من المغنيسيوم في المملكة المتّحدة مقدار 300 مغ للرجال و270 مغ للنساء؛[41] أمّا في الولايات المتّحدة الأمريكية فتبلغ الكمية الغذائية اليومية المرجعية مقدار 400 مغ للرجال الذين أعمارهم بين 19–30 سنة، و420 مغ للأسنّ من ذلك؛ أمّا للنساء فبمقدار 310 مغ للواتي أعمارهنّ بين 19–30 مغ، و320 مغ للأسنّ من ذلك.[42] يمكن الحصول على الحاجة اليومية من المغنيسيوم بواسطة المكمّلات الغذائية، وخاصّةً على الشكل الشائع أكسيد المغنيسيوم، إذ أن محتواه من المغنيسيوم مرتفع بالنسبة إلى وزنه، والأكسيد هو أقلّ نشاطاً من الناحية الحيوية بالمقارنة مع أملاح السترات أو الكلوريد أو اللاكتات أو الأسبارتات للمغنيسيوم.[43][44]

الوفرة في الجسم [عدل]

يحوي جسم إنسان بالغ ما مقداره 22-26 غرام من المغنيسيوم؛[6][45] ويوجد 60% هذا المحتوى في الهيكل العظمي، و39% في الوسط داخل الخلوي (20% في العضلات الهيكلية)، و1% في الوسط خارج الخلوي. يحوي مصل الدم مستويات نمطية من المغنيسيوم تبلغ 0.7–1.0 ميلي مول/الليتر (1.8–2.4 ميلي مكافئ/الليتر)؛ وتجري عملية ضبط مستوى المغنيسيوم في مصل الدمّ وفق عمليات الامتصاص في القناة الهضمية والطرح الكلوي. هناك علاقة بين مستوى المغنيسيوم في الوسط بين الخلوي وبين مستويات البوتاسيوم؛ كما أنّ زيادة مستوى المغنيسيوم تقلّل من مستويات الكالسيوم؛[46] ويمكن أن يمنع فرط كالسيوم الدم أو أن يسبّب نقص كالسيوم الدم، وذلك حسب المستوى الأولي في الجسم.[46] يؤدّي المحتوى البروتيني المرتفع أو المنخفض في الوجبات الغذائية إلى حجب امتصاص المغنيسيوم؛ وكذلك كمّيّة الفوسفات والفيتات (أملاح حمض الفيتيك) والدهن في الأمعاء. يُطرَح المغنيسيوم غير الممتصّ في البراز؛ أمّا المغنيسيوم الممتصّ فيُطرَح في البول والعرق.[47]

يمكن أن يُقيَّم مستوى المغنيسيوم في الجسم بإجراء تحاليل طبية لقياس تراكيز في عيّنات الدم أو مصل الدمّ بشكل مقترن مع تحليل البراز والبول؛ إلّا أنّ إجراء اختبارات تحميل المغنيسيوم الوريدي هي أكثر دقّة وعَمَلية.[48] إنّ الاحتفاظ بنسبة 20% أو أكثر من الكمّيّة المحقونة يشير إلى وجود عوز في المغنيسيوم.[49] لا يوجد واسم حيوي متوفّر للكشف عن المغنيسيوم في الجسم.[50] يمكن أن تراقب مستويات تركيز المغنيسيوم في البلازما لعدّة أهداف، إمّا لمعرفة نجاعة الجرعات أو المكمّلات الغذائية من المغنيسيوم، أو لغرض السلامة ومراقبة حالة المُتلَقّين للمغنيسيوم بهدفٍ علاجي، أو لغرض التحقيقات الجنائية في حالة حدوث جرعة مفرطة مميتة. وُجِدَ أنّ الأطفال المولودين حديثاً للأمّهات اللواتي تلقّيْن تغذية بالحقن من كبريتات المغنيسيوم أثناء المخاض يمكن أن يظهروا سمّيّةً، رغم وجود مستويات مغنيسيوم طبيعية في مصل الدمّ.[51]

النقص [عدل]

تدعى حالة نقص مستويات المغنيسيوم في البلازما باسم نقص المغنيسيوم [ملاحظة 15]، وهي حالة شائعة، إذ توجد بنسبة حوالي 2.5–15% في السكّان.[52] كما وَجدَت دراسةٌ أنّ حوالي 48% من سكّان الولايات المتّحدة الأمريكية كانوا قد استهلكوا بين سنتي 2005 و2006 كمّيّات من المغنيسيوم أقلّ من تلك الموصى بها مرجعياً.[53] لا يبدي نقص المغنيسيوم أعراضاً خاصّةً به، إنّما قد تترافق الأعراض مع حدوث خللٍ وظيفي استقلابي أو عصبي عضلي أو دوراني.[52] أمّا الحالات المزمنة من نقص المغنيسيوم في مصل الدمّ فهي متعلّقة بحدوث حالات مرضية مثل المتلازمة الأيضية أو سكري النوع الثاني أو الارتجاف الحزمي أو ارتفاع ضغط الدم.[54]

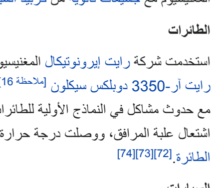
العلاج [عدل]

تُستخدَم مركّبات المغنيسيوم للعلاج في حالات معيّنة، مثل حالة اضطراب النظم القلبي المترافقة مع تورساد دي بوانت ومتلازمة كيو تي الطويلة، والتي يُستخدَم فيها محلول وريدي من كبريتات المغنيسيوم؛[55] كما يُستخدَم المحلول نفسه لمعالجة حالة ما قبل الإرجاج والإرجاج.[56][57] عند نقص المغنيسيوم بسبب الكحولية يمكن أن تُعطى مركّبات المغنيسيوم إمّا فموياً أو بالحقن، وذلك اعتماداً على درجة النقص؛[58] كما توجد علاقة بين حالة المغنيسيوم في الجسم وبين الصداع النصفي، لكنّ دور مكمّلات المغنيسيوم المأخوذة فموياً في العلاج لا يزال بحاجة إلى دراسة وتوضيح.[59]

الجرعة الزائدة [عدل]

من المستبعد أن تؤخذ جرعة زائدة من مجرد تناول مصادر غذائية حاوية على المغنيسيوم، إذ يُطرَح الفائض منه في الدمّ مباشرة من الكليتين؛[52] إلّا في حال وجود مشاكل كلوية. بالمقابل سبّبَ العلاج بجرعات ضخمة من الفيتامينات في حالات نقص المغنيسيوم بحوادث وفيات مسجلّة.[60][61][62] تشمل أعراض وجود جرعة زائدة من المغنيسيوم كلاً من الغثيان والتقيّؤ والإسهال؛ بالإضافة إلى أعراض أخرى تشمل انخفاض ضغط الدم وبطء القلب واحتمالية حدوث الوفاة بسبب توقف القلب.[46]

عند النباتات [عدل]



بنية الكلوروفيل وتظهر فيها ذرة المغنيسيوم المركزية.

تحتاج النباتات إلى المغنيسيوم من أجل اصطناع الكلوروفيل الضروري للتركيب الضوئي.[63] يوجد المغنيسيوم في مركز حلقة البورفيرين، وهو أساسي في الدور الوظيفي بشكلٍ مشابه للحديد في مركز حلقة البورفيرين في تركيب الهيم. يؤدّي عوز المغنيسيوم في النبات إلى حدوث اصفرار بين عروق أوراق النبات، خاصّةً الأقدم منها؛ ويمكن معالجة الحالة بإضافة كبريتات المغنيسيوم (الملح الإنجليزي)، والذي يرشح بسرعة إلى التربة.

الاستخدامات [عدل]

يدخل المغنيسيوم في العديد من التطبيقات العملية في الحياة اليومية. يأتي المغنيسيوم في المرتبة الثالثة من بين الفلزّات المستخدمة في البناء وتصنيع الهياكل المعدنية، وذلك بعد الحديد والألومنيوم.[64]

تشمل التطبيقات الأساسية للمغنيسيوم دخوله في تركيب السبائك والسبك في القوالب مع الزنك؛[65] بالإضافة إلى إزالة الكبريت أثناء إنتاج الحديد والفولاذ؛ وفي إنتاج التيتانيوم في عملية كرول.[66]

الصناعات المعدنية [عدل]

هيكل مصنوع من سبيكة للمغنيسيوم والألومنيوم لمحرّك BMW-N52

تعدّ سبيكة إلكترون من سبائك المغنيسيوم واسعة الاستخدام في صناعة الهياكل المعدنية، وخاصّةً تلك المستخدمة في صناعة أجزاء الطائرات ومحرّكات السيارات؛ ويستخدم بازدياد من قبل مُصنّعي آليات الفضاء الجوّي،[67] وذلك في تركيب مكوّنات المحرّكات والتجهيزات الداخلية للطائرات والصواريخ.[68] يستخدم المغنيسيوم في إنتاج سبائك ذات مواصفات تجمع بين المتانة وخفّة الوزن؛ ويُقتَرح أن يُستخدَم بديلاً عن الألومنيوم في بعض التطبيقات الخاصّة.[69][70] هناك سبائك ومواد مُؤلّفة أخرى للمغنيسيوم، فعلى سبيل المثال، عندما يُحقَن المغنيسيوم مع جسيمات نانوية من كربيد السيليكون يعطي مادّةً غاية في المتانة.[71]

الطائرات

استخدمت شركة رايت إيرونوتيكال المغنيسيوم في صناعة علبة المرافق لمحرّك الطائرة رايت آر-3350 دوبلكس سيكلون [ملاحظة 16] في زمن الحرب العالمية الثانية. ترافق استخدام المغنيسيوم في صناعة علبة المرافق في الطائرات مع حدوث مشاكل في النماذج الأولية للطائرات المُصنّعة، تمثّل في الطائرة بوينغ بي-29 سوبر فورترس، حيث أدّى اتقاد نارٍ داخل المحرك إلى اشتعال علبة المرافق، ووصلت درجة حرارة الحريق الناتج إلى 3000 درجة سيلزية، وكان بإمكانها أن تفصم عضد الجناح عن جسم الطائرة.[72][73][74]

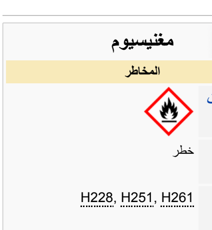
السيارات

استخدمت شركة مرسيدس-بنز سبيكة إلكترون في صناعة الهياكل المعدنية للنماذج الأولى من سيارة مرسيدس-بنز SLR 300، وكانت سيّارة من هذا الطراز قد تسبّبت في حدوث كارثة سباق لو مان سنة 1955. كما استخدمت شركة بورشه هيكلاً من سبيكة للمغنيسيوم في سيارة بورشه 917 التي فازت في سباق لو مان سنة 1971. ولا تزال العديد من شركات السيّارات الحديثة تستخدم سبائك مطوّرة من المغنيسيوم في تركيب هياكل المحرّكات، بحيث تتحمّل درجات حرارة مرتفعة وتكون فيه ظاهرة الزحف منخفضة، وذلك بتشكيل رواسب بين فلزية على الفواصل بين الحبيبات البلورية عن طريق إضافة خليط فلزات أو الكالسيوم.[75]

الصناعات الإلكترونية

بسبب انخفاض كثافته وخواصه الميكانيكية والكهربائية الجيّدة فإنّ المغنيسيوم يُستخدَم بشكلٍ واسعٍ في صناعة الأجهزة الإلكترونية مثل الهواتف والحواسيب المحمولة واللوحية وغيرها.

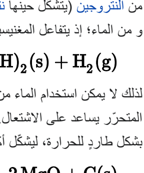
الإضاءة والمؤثرات البصرية [عدل]



صورة تعود لسنة 1931 تمثّل شخصاً يقوم بعرض وهو ممسكٌ بمشاعل مصنوعة من المغنيسيوم.

يصدر المغنيسيوم ضوءاً ساطعاً ذا لون أبيض عند احتراقه، وتقع أطوال الموجة الخاصّة به في المجالين المرئي وفوق البنفسجي، ولذلك فإنه يُستخدَم في بعض الأحيان في إصدار وميض أبيض قويّ مصدراً للإضاءة في تطبيقات خاصّة. فقد كان المغنيسيوم مُستخدَماً في تركيب مسحوق الفلاش في أوائل عهد التصوير الفوتوغرافي،[76][77] ويدخل المغنيسيوم في تركيب المواد المتوهّجة والمقذوفات والألعاب النارية وغيرها؛ كما كان يُستخدَم في إخراج المؤثّرات البصرية في العروض المختلفة؛[78] مثل تمثيل مظهر البرق،[79] أو وميض إطلاق النار من المسدّسات؛[80] أو لظهور الخوارق.[81]

تطبيقات أخرى [عدل]



منتجات متفرّقة مصنوعة من المغنيسيوم

- يُستخدَم المغنيسيوم في الاصطناع العضوي على شكل شرائط أو خراطة من أجل تحضير كاشف غرينيار.
- يدخل المغنيسيوم على هيئة مختزل لفصل اليورانيوم وفلزّات أخرى (مثل النحاس والنيكل والكروم والزركونيوم) عن أملاحها المرافقة؛ كما يُستخدَم المغنيسيوم في صناعة الحديد الزهر المرن.
- يُستخدَم المغنيسيوم أيضاً لإشعال الثرميت أو المواد الأخرى التي تتطلّب درجة إشعال مرتفعة.
- من الشائع استخدام أسلاك وقطع من المغنيسيوم مصعداً جلفانياً من أجل حماية الهياكل المعدنية من التآكل، وذلك للقوارب والخزّانات تحت الأرضية وأنابيب النقل ومراجل المياه، على سبيل المثال.
- يُسبَك المغنيسيوم مع الزنك لإنتاج الصفائح المستخدمة في النقش الضوئي؛ وفي تركيب جدران البطّاريات الجافّة؛[65] أمّا السبائك مع الألومنيوم فتُستخدَم في صناعة عبوة المشروبات؛ وفي صناعة المعدّات المختلفة مثل مضارب الغولف وبكرات الصيد وأسهم وأقواس النبالة.
- يمكن أن تُستخدَم بطّاريات المغنيسيوم، سواءً ضمن أنواع البطّاريات الأولية أو القابلة للشحن. من جهةٍ أخرى تعمل شركة ميتسوبيشي على تطوير محرّك حراري [ملاحظة 17] يعتمد على التفاعل الكيميائي بين المغنيسيوم والماء من أجل توليد الطاقة.[82]

المخاطر [عدل]

مغنيسيوم	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	خطر
بيانات الخطر وفق GHS	H228, H251, H261
بيانات وقائية وفق GHS	P210, P231, P235, P410, P422 [83]
NFPA 704	1 / 0 / 1

في حال عدم ورود غير ذلك فإن البيانات الواردة أعلاه معطاة بالحالة القياسية (عند 25 °س و 100 كيلوباسكال)

تعديل مصدري - تعديل

يُصنّف المغنيسيوم ضمن الفلزّات الخطرة. إذ أنّ المغنيسيوم قابل جدّاً للاشتعال، خاصة على شكل مسحوق أو خراطة أو صفائح رقيقة؛ وهو يحترق عند درجة حرارة تراوح 3000 °س؛[24] وتبلغ درجة حرارة الاشتعال الذاتي لشريط المغنيسيوم حوالي 473 °س.[84] عند التعامل بمسحوق المغنيسيوم يجب ارتداء معدّات الوقاية الشخصية المناسبة، وخاصّةً النظّارات الواقية المزوّدة بمرشّح للأشعّة فوق البنفسجية، لأنّ الوميض الأبيض القويّ الصادر عن احتراق المغنيسيوم يصدر أشعّةً فوق بنفسجية يمكن أن تتسبّب بضررٍ دائم لشبكيّة العين.[85]

من الصعب إخماد حرائق المغنيسيوم، لأنّ اشتعال هذا الفلزّ يستمر حتى في وسط من النتروجين (يتشكّل حينها نتريد المغنيسيوم)، وفي وسط من ثنائي أكسيد الكربون و من الماء؛ إذ يتفاعل المغنيسيوم النقيّ بعنفٍ مع الماء، بتفاعلٍ طاردٍ للحرارة؛[86]

$$Mg(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(s) + H_2(g)$$

لذلك لا يمكن استخدام الماء من أجل إخماد نار المغنيسيوم، إذ أنّ غاز الهيدروجين المتحرّر يساعد على الاشتعال. كما يتفاعل المغنيسيوم النقيّ مع ثنائي أكسيد الكربون بشكل طاردٍ للحرارة، ليشكّل أكسيد المغنيسيوم والكربون:

$$2\,Mg + CO_2 \longrightarrow 2\,MgO + C(s)$$

لذلك لا تُستخدَم مطافئ ثنائي أكسيد الكربون لإخماد حرائق المغنيسيوم أيضاً. من أجل إخماد نار المغنيسيوم تُستخدَم مطافئ حريق من الصنف D المعتمدة على المساحيق الجافّة؛ أو بتغطية الحريق بالرمل.[87]

هوامش [عدل]

1. ^ أو **المغنسيوم** أو **المغنيزيوم** (باللاتينية: Magnesium)
2. ^ Magnesia ad Sipylum
3. ^ Magnḗsĭa ad Mæándrum
4. ^ Magnetes
5. ^ Magnetite
6. ^ *De humore acido a cibis orto et Magnesia alba*
7. ^ H. Caron
8. ^ Dow process
9. ^ Pidgeon process
10. ^ Yttria-stabilized zirconia (YSZ)
11. ^ BMW N52
12. ^ Victor Grignard
13. ^ Schlenk equilibrium
14. ^ Magneson II
15. ^ والتي تعرف أحياناً باسم نقص مغنيسيوم الدم hypomagnesemia
16. ^ Wright R-3350 Duplex-Cyclone
17. ^ (Magnesium Injection Cycle (MAGIC

المراجع [عدل]

1. ^ Bernath, P. F., Black, J. H., & Brault, J. W. (1985). "The spectrum of magnesium hydride" (PDF). *Astrophysical Journal*. **298**: 375.
2. ^ Housecroft, C. E.; Sharpe, A. G. (2008). *Inorganic Chemistry* (الطبعة 3rd). Prentice Hall. 305-306 صفحات. ISBN 978-0-13-175553-6.
3. ^ Ash, Russell (2005). *The Top 10 of Everything 2006: The Ultimate Book of Lists*. Dk Pub. ISBN 978-0-7566-1321-1. مؤرشف من

من الأصل في 16 فبراير 2017. اطلع عليه بتاريخ 19 سبتمبر 2013.
47. ^ Wester PO (1987). "Magnesium". *Am. J. Clin. Nutr.* **45** (5 Suppl): 1305–1312. doi:10.1093/ajcn/45.5.1305. PMID 3578120.
48. ^ Arnaud MJ (2008). "Update on the assessment of magnesium status". *Br. J. Nutr.* 99 Suppl 3: S24–S36. doi: 10.1017/S000711450800682X. PMID 18598586.

في كومنز صور وملفات عن: مغنيسيوم

ضبط استنادي	BNE: XX530348 · BNF: cb119771902 (data) · GND: 4128915-8 · LCCN: sh85079651 · NARA: 10646571 · NARA: 10646571 · NDL: 00567385
معرفات كيميائية	*ECHA*: 100.028.276 · *NDF-RT ID*: N0000146038 · *PubChem CID*: 5462224 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID0049658 · *ChEBI ID*: 25107 · *CosIng number*: 87337 · *EC no.*: 231-104-6 · *ZVG number*: 500042, 8090, 7120 · *ChemSpider ID*: 4575328 · *CAS Number*: 7439-95-4 · *UNII*: I38ZP9992A

ألومنيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الألومنيوم هو عنصر كيميائي رمزه **Al** وعدده الذري 13؛ وهو يقع ضمن عناصر الدورة الثالثة وفي المرتبة الثانية في المجموعة الثالثة عشرة (المجموعة الثالثة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري. الألومنيوم فلز خفيف ذو لون أبيض فضي يتميز بانخفاض كثافته؛ وهو قابل للسحب والطرق. وهو من أكثر الفلزات وفرة في القشرة الأرضية، فترتيبه الثالث من بين أكثر العناصر الكيميائية وفرة في القشرة الأرضية بعد الأكسجين والسيليكون؛ حيث يشكل الألومنيوم حوالي 8% من كتلة سطح الأرض الصلب. لهذا الفلز نظير مستقر وحيد، وهو النظير ألومنيوم-27 ^{27}Al.

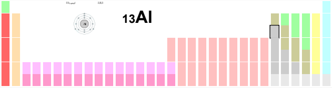
عادة ما يشكل الألومنيوم مركباته الكيميائية في حالة الأكسدة +3؛ ولهذا الفلز ألفة كيميائية كبيرة تجاه الأكسجين، مما يؤدي إلى تشكل طبقة من الأكسيد على سطحه تعمل على تخميله. أعلن هانز كريستيان أورستد اكتشاف الألومنيوم سنة 1825؛ في حين عمل هنري إتيان سانت كلير ديفيل على تأسيس الإنتاج الصناعي لهذا الفلز سنة 1856؛ بالمقابل ساهمت عملية هول-هيرو المطوَّرة سنة 1886 في تخفيض تكاليف الإنتاج. إن المصدر الرئيسي للألومنيوم هو معدن خام البوكسيت؛ وأنتج منه عالمياً سنة 2016 حوالي 115 مليون طن؛ ومن جهة أخرى، بلغ معدل إعادة تدوير الألومنيوم عالمياً حوالي 40%.

يمتاز الألومنيوم بمقاومته للتآكل وبانخفاض كثافته؛ مما جعله محط اهتمام في مجال صناعة الطائرات؛ إذ للعناصر البنيوية والهياكل المصنوعة من الألومنيوم وسبائكه دور فعال في الصناعة الفضائية؛ وهي مهمة جداً في مجالات أخرى مثل النقل والبناء؛ كما أن طبيعته التفاعلية جعلته مفيداً في مجال التحفيز الكيميائي. من جهة أخرى، لا يوجد دور حيوي معروف للألومنيوم عند الكائنات الحية، ولكن لا يزال ذلك الأمر محط اهتمام وموضوع دراسات مستمرة.

محتويات [أخفِ]

1 التاريخ وأصل التسمية
1.1 أصل التسمية
2 الوفرة الطبيعية
2.1 في الكون
2.2 على الأرض
3 الإنتاج

سيليكون ← **ألومنيوم** ← مغنيسيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخطوط الطيفية للألومنيوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ألومنيوم، 13، Al
تصنيف العنصر	فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 3، p
الكتلة الذرية	26.9815386 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne] $3s^2$ $3p^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	2.70 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	2.375 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	933.47 ك، 660.32 °س، 1220.58 °ف

3.1 عملية باير
3.2 عملية هول-هيرو
3.3 إعادة التدوير
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 البنية الذرية
5.2 الخواص الفلزية
5.3 سبائك الألومنيوم
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركبات الكيميائية
6.1.1 اللاعضوية
6.1.2 العضوية
6.2 التحليل الكيميائي
7 الدور الحيوي
7.1 في جسم الإنسان
7.2 في النباتات
7.3 في الغذاء
8 الأثر البيئي
9 الأهمية الاقتصادية
10 الاستخدامات
10.1 صناعة الهياكل المعدنية
10.2 الصناعات الإلكترونية
10.3 التعبئة والتغليف
10.4 الإنشاءات الهندسية
10.5 تطبيقات أخرى
11 المخاطر
12 طالع أيضاً
13 هوامش
14 المراجع
14.1 المصادر

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

مقالة مفصلة: تاريخ الألومنيوم

هانز أورستد، أول من اكتشف عنصر الألومنيوم

كانت أملاح الشب هي أولى أملاح الألومنيوم التي جرى التعامل معها، على الرغم من أن تركيبها لم يكن معروفاً في البداية؛ حيث دونه هيرودوت في سجلاته التي تعود إلى القرن الخامس قبل الميلاد.[2] كانت أملاح الشب تستخدم في ترسيخ

نقطة الغليان	2792 ك، 2519 °س، 4566 °ف
حرارة الانصهار	10.71 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	294.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.200 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1482	1632	1817	2054	2364	2790

الخواص الذرية

أرقام الأكسدة	**3**، 2، 1 (أكسيد مذبذب)
الكهرسلبية	1.61 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 577.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1816.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2744.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	143 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	121±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	184 بيكومتر

خواص أخرى

البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	28.2 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	237 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	23.1 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) (ملفوف) 5,000 متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	70 غيغاباسكال
معامل القص	26 غيغاباسكال
معامل الحجم	76 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.35
صلادة موس	2.75
صلادة فيكرز	167 ميغاباسكال
صلادة برينل	245 ميغاباسكال
رقم CAS	7429-90-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الألومنيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{26}Al	نادر	7.17×10^{5} سنة	β^{+}	1.17	^{26}Mg
			ε	-	^{26}Mg
			γ	1.8086	-
^{27}Al	100%	^{27}Al هو نظير مستقر وله 14 نيوترون			

ع · ن · ت

فريدرش فولر، أول من وصف فلز الألومنيوم بشكل علمي مفصل

ألوان الصبغات،[2] ووجدت لها أهمية في الصناعات النسيجية؛[3] فأصبحت سلعة تجارية مهمة،[4] وكانت تصدر إلى أوروبا من دول وممالك شرقي المتوسط حتى أواسط القرن الخامس عشر.[5] حاول علماء القرن السادس عشر معرفة تركيب أملاح الشب، مثل باراسيلسوس،[6] وأندرياس ليبافيوس؛[7] وفي سنة 1722 أعلن فريدريش هوفمان أن ملح الشب تربة متمايزة عن غيرها.[8] في سنة 1754 قام أندرياس سيغيسموند مارغراف باصطناع الألومينا (أكسيد الألومنيوم) من غلي الصلصال (الغضار) في حمض الكبريتيك ثم بإضافة البوتاس لاحقاً.[8]

تعود المحاولات الأولى للحصول على فلز الألومنيوم إلى حوالي سنة 1760؛[9] إلا أن أول محاولة ناجحة في عزل هذا الفلز كانت من إنجاز الكيميائي هانز أورستد، والذي قام بمفاعلة كلوريد الألومنيوم اللامائي مع ملغمة البوتاسيوم، مما أدى إلى الحصول على كتلة من فلز يشبه القصدير.[10][11][12] في العام التالي نشر أورستد نتائجه وعرض عينة من الفلز الجديد على العموم.[13][14] كرر فريدرش فولر سنة 1827 التجارب التي قام بها أورستد لعدة مرات؛[15][16] إلى نجح في الحصول على مسحوق من الألومنيوم.[12] وفي سنة 1845 تمكن من الحصول على قطع من هذا الفلز، وقدم وصفاً علمياً للخواص الفيزيائية له.[16] بسبب هذه الإنجازات اعتبر فولر لعدة سنوات من قبل البعض على أنه مكتشف الألومنيوم.[17] كانت الطرق التي اكتشف فيها الألومنيوم غير تجارية ولم يكن من الممكن الحصول عليه بأسلوب صناعي، لذلك كانت الكميات المستحصلة منه قليلة، مما أدى إلى ارتفاع سعره، حتى أصبح أثمن من الذهب.[15]

ظهرت محاولات لإنتاج الألومنيوم سنة 1856 بجهود من هنري إتيان سانت كلير ديفيل وزملائه؛[18] حيث اكتشف كيف يمكن أن اختزال ثلاثي كلوريد الألومنيوم باستخدام الصوديوم الأوفر اقتصادياً بديلاً عن البوتاسيوم، الذي استخدمه فولر.[19] بالرغم من ذلك لم يكن الألومنيوم المستحصل ذو نقاوة جيدة، كما كان هناك تفاوت في خواص العينات.[20] كانت أولى المحاولات الناجحة للحصول على الألومنيوم على مستوى صناعي في سنة 1886، حين تمكن كل من بول هيرو وتشارلز هول، وبشكل مستقل ومنفصل، من تطوير عملية إنتاج هذا الفلز، والتي تعرف اليوم باسم عملية هول-هيرو.[21] تعتمد هذه العملية على اختزال الألومينا (أكسيد الألومنيوم). تمكن الكيميائي كارل يوزف باير بعد ذلك في سنة 1889 من اكتشاف أسلوب لتنقية البوكسيت للحصول على الألومينا، وتعرف العملية باسم عملية باير.[22] يعتمد الإنتاج الحديث للألومنيوم على هاتين العمليتين.[23]

ساهم تطور الإنتاج الصناعي من فلز الألومنيوم في تخفيض أسعاره في السوق، وفي دخوله في عديد من التطبيقات، وخاصة في إمكانية تشكيله للسبائك ذات الخواص المميزة.[24] مع اندلاع الحربين العالميتين الأولى والثانية كان للألومنيوم محط اهتمام نظراً لإمكانية استخدامه في صناعة الطائرات.[25][26][27][28]

الاتجاه العالمي في إنتاج الألومنيوم

في أواسط القرن العشرين وجد الألومنيوم تطبيقات في إنتاج معدات الحياة اليومية،[29] مثل الرقائق والعبوات،[30] حتى تفوق في ذلك على تطبيقات فلز النحاس؛[31] مما جعله أكثر الفلزات اللاحديدية إنتاجاً، حيث دخل الألومنيوم بشكل تدريجي في مجال الإنشاءات الهندسية؛[32] وفي مجال صناعات العربات.[33] مع بداية عصر الفضاء دخل الألومنيوم في تركيب الأقمار الاصطناعية.[23] ازداد إنتاج الألومنيوم في القرن العشرين بشكل متسارع؛[34] حتى دخل في سبعينيات القرن العشرين بورصة لندن للمعادن سلعةً للتداول،[23] وصل الإنتاج العالمي من هذا الفلز 50 مليون طن متري سنة 2013.[34]

أصل التسمية [عدل]

يطلق على هذا العنصر في أغلب دول العالم اسم «ألومنيوم aluminium»، أما في الولايات المتحدة وكندا فيسمى «ألومنوم aluminum». تشتق كلتا التسميتين من الكلمة «alumine»، وهي تسمية متقادمة للألومينا «alumina» (وهو أكسيد الألومنيوم).[35] إن كلمة «alumine» مستعارة من اللغة الفرنسية، وهي بدورها مشتقة من «alumen»، وهي تسمية لاتينية كلاسيكية تشير إلى «alum» (وهي تعني بالعربية ملح الشب)، وهو ملح واسع الانتشار والاستخدام.[36] وكلمة «alumen» اللاتينية مشتقة من الجذر «-alu*» الهندي الأوروبي البدائي، والذي يعني «مرّ».[37]

ينسب الفضل في إطلاق تسمية هذا العنصر إلى الكيميائي همفري ديفي، والذي أجرى العديد من التجارب لعزله على شكل فلز حر. ففي سنة 1808 اقترح ديفي في بحث نشره في المداولات الفلسفية للجمعية الملكية اسم العنصر على الشكل «alumium»؛[38] إلا أن التسمية لاقت اعتراضاً من الكيميائيين في فرنسا وألمانيا والسويد، والذين أشاروا أن الفلز ينبغي أن يسمى نسبة إلى أكسيده «alumina» والذي يستحصل منه الفلز، وليس نسبة إلى «alum»؛[39] على الرغم من أن التصريف يظهر النسبة على نفس الجذر اللاتيني.

قام الكيميائي يونس ياكوب بيرسيليوس لاحقاً سنة 1811 بنشر بحث باللغة الفرنسية [ملاحظة 1] استخدم فيه اسم «aluminium» للإشارة إلى هذا الفلز؛[40] وظهرت تلك التسمية أيضاً في ملخص لإحدى محاضرات ديفي في الجمعية الملكية سنة 1811؛[41] وفي السنة اللاحقة نشر ديفي كتاباً تعليمياً للكيمياء استخدم فيه لفظ «ألومنوم aluminum»؛[42] ومنذ ذلك الحين تداخل استخدام التسميتين لهذا العنصر؛ ولكن حالياً يقتصر استخدام تسمية «ألومنوم aluminum» في الولايات المتحدة وكندا، في حين أن اسم «ألومنيوم aluminium» ينتشر في باقي بلدان العالم.[43] في سنة 1925 اعتمدت الجمعية الكيميائية الأمريكية تسمية «ألومنوم aluminum»؛[43] أما تسمية «ألومنيوم aluminium» الشائعة فاعتمدها الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (أيوباك [ملاحظة 2]) سنة 1990؛[44] وفي سنة 1993 اعترف الأيوباك بتسمية ألومنوم كبديل مقبول.[44][45]

الوفرة الطبيعية [عدل]

في الكون [عدل]

يأتي الألومنيوم في المرتبة الثانية عشرة من حيث ترتيب العناصر في المجموعة الشمسية؛[46] وهو الثالث من بين العناصر ذات عددٍ ذرّيٍ فردي بعد الهيدروجين والنتروجين.[46] يعد النظير الوحيد والمستقر للألومنيوم (ألومنيوم-27 ^{27}Al) النظير الثامن عشر من حيث وفرة النويدات في الكون، وهو ينشأ بشكل شبه كامل من اندماج الكربون في النجوم العملاقة والتي ستصبح لاحقاً مستعر أعظم من النوع الثاني. يولد ذلك الاندماج نوى مغنسيوم-26 ^{26}Mg، والتي تلتقط بروتونات ونيوترونات الحرة لتصبح نوى ألومنيوم. تنتج كميات أصغر من ^{27}Al في محيط تفاعلات الانصهار النجمي للنجوم الوليدة، حيث يمكن لنوى المغنيسيوم ^{26}Mg أن تلتقط بروتونات حرة أيضاً.[47]

كان النظير ألومنيوم-26 ^{26}Al موجوداً في المجموعة الشمسية بوفرة مقدارها 0.005% بالنسبة إلى النظير ^{27}Al، إلا أن قصر عمر النصف النسبي (728,000 سنة) بالنسبة لعمر الكون كي تبقى موجودة، لذلك يعد النظير ألومنيوم-26 ^{26}Al نويدة مشعة منقرضة.[47] على العكس من ^{27}Al فإن تفاعلات الانصهار النجمي (حرق الهيدروجين) هي المصدر الرئيسي للنظير ^{26}Al عندما يلتقط النظير ^{25}Mg بروتوناً حراً؛ وعندما يتشكل على هيئة نظير مشع نادر فإنه يصدر أشعة غاما في الوسط بين النجمي.[47]

على الأرض [عدل]

يدخل الألومنيوم في تركيب كوكب الأرض بنسبة 1.59% كتلةً (السابع بالوفرة من حيث الكتلة)؛[48] لكن الألومنيوم يتركز في القشرة الأرضية، فهو من أكثر العناصر وفرةً في القشرة الأرضية بعد الأكسجين والسيليكون [49] وهو بذلك أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية، بنسبة مقدارها 8.23% كتلةً.[50] بالمقابل فإن الألومنيوم يوجد في وشاح الأرض بنسبة 2.38% كتلةً.[51] لا يوجد فلز الألومنيوم في الطبيعة بشكله النقي الحر، ويعود ذلك إلى إلفته القوية للأكسجين؛[52] أما الفلزات الأقل نشاطاً فتترسب إلى نواة الأرض.[47] يوجد الألومنيوم في ماء البحر بنسبة 2 ميكروغرام/كيلوغرام.[50] يمكن لمعدن الألومنيوم الأصلي أن يوجد كحالة ثانوية في البيئات منخفضة الأكسجين، مثل داخل بعض البراكين.[53]

يوجد الألومنيوم في العديد من المعادن مثل معادن الأكاسيد أو السيليكات؛ وهو يدخل في تركيب الفلسبار، وهي أكثر مجموعات المعادن شيوعاً في القشرة الأرضية، على شكل ألومنوسيليكات. تدخل الألومنوسيليكات في تركيب الصلصال (الغضار) وصخور النايس والغرانيت. يوجد الألومنيوم على سبيل المثال في معادن البيريل والكريوليت والغارنيت والإسبنل والفيروز.[54] يوجد أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 (الألومينا) طبيعياً على شكل معادن معروفة،[55][56] مثل السامور (أو القرند)، وهو من المعادن الصلبة مرتفعة درجة الانصهار. عندما يكون القرند مشوباً بآثار من فلزات انتقالية مثل الكروم أو الحديد يتشكل حينها الياقوت الأحمر والأزرق، على الترتيب.[57][56] توجد أيضاً أكسيدات هيدروكسيدية للألومنيوم AlO(OH)، والمعدنان الرئيسيان الحاويان على هاته الصيغة هما البوميت والدياسبور؛ أما أشهر معادن الهيدروكسيدات الثلاثية الرئيسية فهو الجبسيت، والذي يوجد على أشكال متعددة.[56]

مع أن الألومنيوم هو فلز شائع ومنتشر وعلى نطاق واسع، إلا أن ليس كل معادن الألومنيوم تعتبر مصادراً اقتصادية للمعدن. ينتج فلز الألومنيوم بشكل شبه كامل تقريباً من معدن خام البوكسيت $AlO_x(OH)_{3-2x}$. يوجد البوكسيت نتيجة تجوية أديم الأرض التي تحتوي على نسبة قليلة من الحديد والسيليكا في ظروف مناخية مدارية.[58] وتوجد كميات كبيرة من البوكسيت في أستراليا، والبرازيل، وغينيا، وجامايكا ولكن مناجم المعدن الخام الرئيسية هي في غانا، واندونيسيا، وجامايكا، وروسيا، وسورينام[59]. ويصهر المعدن الخام أساسا في أستراليا والبرازيل وكندا والنرويج وروسيا والولايات المتحدة. ونظراً لأن عملية الصهر هي عملية كثيفة الاستخدام للطاقة، فإن المناطق التي يزيد فيها إمدادات الغاز الطبيعي (مثل دولة الإمارات العربية) أصبحت أماكن تكرير للألومنيوم.

الإنتاج [عدل]

طالع أيضًا: قائمة الدول حسب إنتاج الألومنيوم • قائمة الدول حسب إنتاج أكسيد الألومنيوم

يستحصل الألومنيوم صناعياً من أكسيده، حيث يختزل إلى الفلز عند درجات حرارة مرتفعة. تعد

الدول الرائدة في إنتاج الألومنيوم سنة

عملية إنتاج الألومنيوم عملية مستهلكة جداً للطاقة الكهربائية؛ لذلك يعمد المنتجون إلى انتقاء مواقع الصهر بحيث تكون مصادر الطاقة وفيرة وزهيدة الثمن نسبياً.[61] وفق بيانات سنة 2019 تتصدر الصين الدول المنتجة للألومنيوم، تليها الهند وروسيا وكندا والإمارات العربية المتحدة.[60]

حسب تقييمات دولية فإن الاستهلاك العالمي من الألومنيوم يقدر بحوالي 80 كغ بالنسبة لكل فرد؛ ويتمثل ذلك الاستهلاك على هيئة سيارات أو إنشاءات معدنية أو بالإلكترونيات إلخ؛ وهو يتفاوت بين الدول المتقدمة (350-500 كغ) عن تلك التي في طور التقدم (35 كغ).[62]

2019.[60]

البلد	الإنتاج (بآلاف الأطنان)
الصين	36,000
الهند	3,700
روسيا	3,600
كندا	2,900
الإمارات العربية المتحدة	2,700
أستراليا	1,600
البحرين	1,400
النرويج	1,300
الولايات المتحدة	1,100
السعودية	900
آيسلندا	850
الإجمالي العالمي	64,000

عملية باير [عدل]

تتضمن عملية باير تحويل البوكسيت إلى الألومينا (أكسيد الألومنيوم)؛ حيث يجانس ويطحن، ثم تمزج الردغة (الروبة) الناتجة مع محلول ساخن من هيدروكسيد الصوديوم؛ ثم يترك المزيج الناتج ليتفاعل تحت الضغط والحرارة مما يؤدي إلى حل هيدروكسيد الألومنيوم في البوكسيت، ليستحصل على محلول تركيبه بشكل أساسي من $[Al(OH)_4]^-$؛ في حين أن الشوائب المتبقية تفصل على شكل مركبات راسبة غير منحلة.[63]

بعد التفاعل تترك الروبة الناتجة، لتبرد ويخفف عنها الضغط وتفصل الرواسب وتطرح؛ ثم تضاف كميات صغيرة من نوى بلورات هيدروكسيد الألومنيوم إلى الوسط، مما يسبب ترسب هيدروكسيد الألومنيوم:

$$Na\,[Al(OH)_4] \xrightarrow{\nabla} Al(OH)_3 + NaOH$$

تجمع البلورات الصغيرة من هيدروكسيد الألومنيوم كي تستخدم كنوى تبلور فيما بعد؛ أما البلورات الكبيرة الخشنة فتحول إلى الألومينا بالتسخين:

$$2\,Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 3\,H_2O$$

أما المحلول المتبقي فيبخر، ثم ينقى إن اقتضت الحاجة، ويعاد تدويره.[63]

عملية هول-هيرو [عدل]

قضبان من الألومنيوم الخام

تتضمن عملية هول-هيرو تحويل الألومينا المستحصلة وفق عملية باير إلى فلز الألومنيوم؛ حيث تذاب في مزيج من مصهور الكريوليت Na_3AlF_6 مع فلوريد الكالسيوم عند درجات حرارة تتراوح بين 950-980°س؛ ثم يخضع المزيج إلى عملية تحليل كهربائي. نتيجة لسلسلة الخطوات تلك يترسب مصهور الألومنيوم إلى القعر حيث يزال ويصب في قوالب على شكل كتل من الألومنيوم الخام، غالباً على شكل قضبان، من أجل المعالجات اللاحقة.[64] تكون المصاعد (الأنودات) في خلايا التحليل الكهربائي مصنوعة من الغرافيت النقي، وهي بذلك مقاومة للتآكل الذي تسببه الفلوريدات، كما تخضع تلك المصاعد غالباً إلى معالجة حرارية قبل الاستخدام؛ أما المهابط (الكاثودات) فهي مصنوعة من الأنثراسيت. ينبغي أن تستبدل الأقطاب الكهربائية عند استهلاكها، وعادة ما يبلغ العمر الافتراضي للخلايا بين 2-6 سنوات.[64]

يكون الألومنيوم الناتج وفق عملية هول-هيرو مرتفع النقاوة (أكثر من 99%)؛ ورغم ذلك يمكن أن تجرى عمليات تنقية كهربائية لاحقة وفق عملية هوبس[ملاحظة 3]، والتي تتضمن التحليل الكهربائي لمصهور الألومنيوم مع كهرل من فلوريدات الألومنيوم والصوديوم والباريوم، بحيث يستحصل في النهاية على ألومنيوم ذي نقاوة أكثر من 99.99%.[64][65]

تستهلك القدرة الكهربائية حوالي 20-40% من تكاليف إنتاج الألومنيوم، وذلك حسب موقع الإنتاج؛ وتستهلك العملية في الولايات المتحدة الأمريكية حوالي 5% من الطاقة الكهربائية المولدة.[44] إذ يحتاج كل كيلوغرام من الألومنيوم الخام ما بين 12.9 إلى 17.7 كيلوواط ساعي من الطاقة الكهربائية.[66] هناك سعي للبحث عن بدائل أوفر، ولكن ذاك لم يكلل بالنجاح.[64] فعلى سبيل المثال، جرى اقتراح استخراج أكسيد الألومنيوم من معادن الألومينوسيليكات، إلا أن الجدوى الاقتصادية لم تكن مرتفعة.[67]

إعادة التدوير [عدل]

من الممكن أن يخضع الألومنيوم إلى عمليات إعادة تدوير، وتلك أضحت من العمليات المهمة صناعياً التي بدأت تزداد أهميتها مع مرور الوقت. فلم تكن لعمليات إعادة التدوير الألومنيوم أهمية في بدايات إنتاجه، ولكن مع ازدياد الاستهلاك في أواخر ستينيات القرن العشرين، وخاصة على شكل عبوات للمشروبات الغازية، ارتفعت دراية ووعي أهمية إعادة التدوير لدى العامة.[68] تتضمن عمليات إعادة تدوير الألومنيوم إجراء صهر للخردة، وهي عملية تتطلب في هذه الحالة مجرد 5% من الطاقة اللازمة لإنتاج الألومنيوم من خاماته، على الرغم من أن جزءاً مهماً، يقارب حوالي 15% من الكمية المعاد تدويرها، يفقد على هيئة رماد يدعى زغل (أو كدارة)؛[69] ولكن يمكن التقليل من تلك النفايات الناتجة إلى نسبة دون 1% باستخدام مصهور مكدّس [ملاحظة 4].[70] تستخدم نفايات الألومنيوم تلك على شكل مادة مالئة في الأسفلت والخرسانة.[71]

النظائر [عدل]

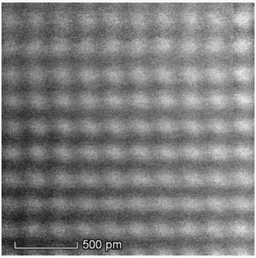
عملياً يوجد هنالك نظير واحد مستقر للألومنيوم، وهو النظير ألومنيوم-27 ^{27}Al، والذي يشكل حوالي 99% من الوفرة الطبيعية لهذا العنصر في الطبيعة؛ بالتالي يمكن اعتبار الألومنيوم بأنه عنصر أحادي النويدة. لنظير الألومنيوم ^{27}Al فائدة كبيرة في تقنية الرنين المغناطيسي النووي (NMR)، إذ أن له حساسية مرتفعة.[56]

يوجد هنالك نظير طبيعي مشع للألومنيوم، وهو ألومنيوم-26 ^{26}Al والذي لديه عمر نصف مقداره 7.2×10^5 سنة، ولكنه نادر الوجود في الأرض، لأنه اضمحل إشعاعياً قبل تشكل المجموعة الشمسية.[72] يمكن أن تتشكل كميات ضئيلة من النظير ^{26}Al انطلاقاً من الآرغون في غلاف الأرض الجوي من التشظي الذي تسببه بروتونات الأشعة الكونية. تفيد النسبة بين ^{26}Al إلى نظير البيريليوم ^{10}Be في التأريخ الإشعاعي للعمليات الجيولوجية، التي تقع فتراتها الزمنية في مجال يتراوح بين 10^5 إلى 10^6 سنة، وخاصة في عمليات النقل والترسب والطمر والتعرية.[73] يظن الكثير من الباحثين في مجال الأحجار النيزكية أن الطاقة المتحررة من اضمحلال ^{26}Al مانت مسؤولةً عن انصهار وتباين بعض الكويكبات بعد تشكلها قبل 4.5 بليون سنة خلت.[74]

بخلاف النظير ألومنيوم-26، فإن باقي نظائر الألومنيوم المشعة لها عمر نصف أقل من سبع دقائق، ومعظمها أقل من ثانية واحدة؛ فعلى سبيل المثال يضمحل النظير ألومنيوم-23 بعمر نصف مقداره 0.13 ثانية.[75] على العموم فإن للألومنيوم اثنان وثلاثون نظيراً معروفاً؛ تتراوح أعداد الكتلة لها من ^{22}Al إلى ^{43}Al ، مع وجود أربعة متصاوغات نووية.[76]

الخواص الفيزيائية [عدل]

البنية الذرية [عدل]



صورة عالية الاستبانة والدقة لذرات الألومنيوم مكبرة وفق مجهر إلكتروني نافذ ماسح.

يوجد في ذرة الألومنيوم 13 إلكترون، وهي موزعة على الشكل $[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$؛[77] مع وجود ثلاثة إلكترونات تكافؤ في الغلاف السطحي. وفقاً لذلك، فإن مجموع طاقات التأين الثلاث الأولى للألومنيوم أقل بكثير من قيمة طاقة التأين الرابعة لوحدها.[78] من السهل على الألومنيوم أن يتخلى عن الإلكترونات في الغلاف السطحي ليشكل أيون الألومنيوم ثلاثي التكافؤ. تبلغ قيمة كهرسلبية الألومنيوم 1.61 على مقياس باولنغ.[79] يبلغ نصف القطر الذري للألومنيوم 143 بيكومتر؛[80] وعند نزع إلكترونات التكافؤ يتم الحديث عن نصف القطر الأيوني، والذي يبلغ مقدار 39 بيكومتر بالنسبة لذرة رباعية التناسق، و53.5 بيكومتر بالنسبة لذرة سداسية التناسق.[80]

عند ظروف قياسية من الضغط ودرجة الحرارة تترتب ذرات الألومنيوم وفق نظام بلوري مكعب مركزي الوجه، وتكون مترابطة وفق رابطة فلزية تؤمنها الإلكترونات الخارجية.[81] يلاحظ هذا التكوين البلوري في العديد من الفلزات الأخرى مثل الرصاص والنحاس؛ ويناظر حجم وحدة الخلية في الألومنيوم ما يوجد في الفلزات الأخرى.[81] تبلغ قيمة ثابت الشبكة البلورية في الألومنيوم مقدار 0.404 نانومتر؛[82] وذلك يعادل أربع وحدات صيغة في كل وحدة خلية.[83] تظهر عيوب فراغية في البنية البلورية عند ارتفاع درجات الحرارة إلى حوالي 500 °س؛ وهي تزداد عندما يروى الألومنيوم بشكل مفاجئ.[84] لا يشاطر الألومنيوم الخواص البنيوية مع باقي عناصر مجموعته؛ فطاقات التأين في البورون مرتفعة بالشكل الذي يحد من الفلزنة؛ والثاليوم لديه بنية سداسية ذات تعبئة متراصة؛ في حين أن بنية الإنديوم والغاليوم مختلفة عن سابقتيهما وغير متراصة. بما أن الإلكترونات المتوفرة للرابطة الفلزية قليلة، فإن فلز الألومنيوم طري ولديه نقطة انصهار منخفضة نسبياً ولديه مقاومة كهربائية منخفضة، وتلك ميزات مشتركة في الفلزات بعد الانتقالية.[85]

الخواص الفلزية [عدل]

الألومنيوم فلز خفيف الوزن وذو مظهر يتراوح بين الفضي والرمادي الداكن بحسب خشونة السطح؛ وهو أحد المعادن القليلة التي تحافظ على انعكاسها الفضي الكامل عندما تكون بشكل مسحوق دقيق، مما يجعله مكوناً هاماً جداً في الطلاءات الفضية. كما يمكن لطبقة رقيقة من الألومنيوم أن تعكس جزءاً أعظمياً من الضوء المرئي؛[86] وهي تعكس أكثر من 98% من طيف الأشعة تحت الحمراء في المجال المتوسط والبعيد.[87] بالإضافة إلى ذلك، فإن لمرآة الألومنيوم أعلى انعكاس من أي فلز عند أطوال موجات (200-400 نانومتر) (في مجال الأشعة فوق البنفسجية) وعند 3000- 10000 نانومتر (في مجال الأشعة تحت الحمراء)، في حين أن القصدير والفضة فقط يتفوقان عليه في انعكاس مجال الضوء المرئي 400-700 نانومتر.[88] الألومنيوم هو عاكس جيد للإشعاع الشمسي، وخاصة عندما تتشكل الطبقة الأكسيدية المخملة على سطحه.[89]

إن الألومنيوم فلز قابل للسحب والطرق؛[50] وهو سهل التشغيل، والسبك، والبثق، ويمكن قولبته بشكل سهل نسبياً.[90] تبلغ كثافة الألومنيوم مقدار 2.70 غ/سم^3،[91] وهي ثلث كثافة الفولاذ، وهي أخف بكثير من كثافة أغلب الفلزات المعروفة، كما أن الفلزات ذات الكثافة الأخف من اللومنيوم هي من مجموعة الفلزات القلوية والفلزات القلوية الترابية، وتلك أغلبها ذات نشاط كيميائي كبير مما يصعب التعامل بها.[92] إن كثافة الألومنيوم المنخفضة ومتانته يسهل من تمييز القطع المصنوعة منه عن غيرها لخفتها؛[93] كما أن تلك الميزات جعلت منه فلزاً مهماً في بناء الهياكل المعدنية

وفي العديد من الصناعات التطبيقية.[94] الألومنيوم هو موصل جيد للحرارة والكهرباء، وموصليته حوالي 60% من موصلية النحاس؛ إلا أن لديه مجرد 30% من كثافته.[95] يمكن للألومنيوم أن يكون موصلاً فائقاً، مع درجة حرارة حرجة للتوصيل الفائق 1.2 كلفن، ومجال مغناطيسي حرج حوالي 100 غاوس.[96] للألومنيوم مغناطيسية مسايرة، أي أنه لا يتأثر بالحقول المغناطيسية الساكنة. لكن الموصلية الكهربائية المرتفعة له تجعله قابلاً للتأثر بالحقول المغناطيسية المتغيرة عبر حث التيارات الدوامية.[97]

تعود قدرة الألومنيوم الممتازة على مقاومة التآكل إلى الطبقة السطحية الرقيقة غير النفوذة والمتماسكة من أكسيد الألومنيوم التي تتشكل عندما يتعرض الفلز للهواء، مما يمنع استمرار عملية الأكسدة. أقوى سبائك الألومنيوم تكون أقل مقاومة للتآكل بسبب التفاعلات الجلفانية مع سبائك النحاس.[98] وهذه المقاومة للتآكل عادة ماتنخفض انخفاضاً كبيراً عندما يوجد عدة محاليل ملحية، لا سيما بوجود معادن مختلفة. إن الألومنيوم النقي طري نسبياً، لذلك تستخدم سبائك الألومنيوم عادة في التطبيقات الصناعية بسبب ارتفاع قيم المتانة والجساءة والصلادة لديها.[99] تبلغ قيمة مقاومة الشد للألومنيوم 45 نيوتن/مم^2، في حين أن معامل القص يبلغ 25 كيلو نيوتن/مم^2؛[100] أما مقاومة الخضوع للألومنيوم النقي فتبلغ مقدار 7-11 ميغا باسكال، في حين أن قيمتها لسبائك الألومنيوم تتراوح من 200 إلى 600 ميغاباسكال.[98]

صورة مكبرة لسطح من الألومنيوم النقي الخام

سبائك الألومنيوم [عدل]

من السهل على الألومنيوم أن يشكل سبائك مع العديد من الفلزات الأخرى، وأشهر تلك العناصر التي يسبك معها هي النحاس والزنك والمنغنيز والمغنيسيوم والسيليكون.[101] ولذلك توجد عدد معتبر من سبائك الألومنيوم، إذ أن سبكه يحسن بشكل واضح من خواصه الميكانيكية، خاصة بعد المعالجة الحرارية. كما يشكل الألومنيوم العديد من المركبات بين الفلزية.[102] تسهل المعالجة الميكانيكية لسبائك الألومنيوم، حيث يمكن أن تخضع للدرفلة والتطريق؛ كما يسهل قولبتها.[91][103] ولذلك فإن أغلب تطبيقات الألومنيوم هي لسبائكه، مثلما هو الحال في رقائق الألومنيوم وعبوات المشروبات.[104] من الأمثلة أيضاً على سبائك الألومنيوم كل من دورالومين وكذلك السبائك التالية المذكورة وفق رموز عناصرها: AlCu و AlMn و AlMg و AlMgSi و AlCuMg و AlZnMg.

الخواص الكيميائية [عدل]

يجمع الألومنيوم بين خواص الفلزات قبل وبعد الانتقالية. فمن حيث البنية يشبه الفلزات قبل الانتقالية من وجود عدد محدود من الإلكترونات المتوفرة من أجل تشكيل الرابطة الفلزية؛ ولكنه مثل العناصر الأثقل في مجموعته فإن الخواص الفيزيائية تكون شبيهة بالفلزات بعد الانتقالية، بوجود مسافات بين ذرية أطول من المتوقع.[85] يميل أيون الألومنيوم Al^{+3} إلى تشكيل روابط تساهمية؛[105] وهذا السلوك يشبه ما لأيون البيريليوم Be^{+2}، وذلك مثال واضح على العلاقة القطرية.[106]

لا يحوي الألومنيوم على إلكترونات d داخلية على العكس من العناصر الأثقل في مجموعته، بالتالي تحجب الإلكترونات الداخلية إلكترونات التكافؤ بشكل شبه كامل تقريباً؛ ولذلك فإن الألومنيوم هو العنصر الأكثر كهرجابية في مجموعة البورون.[105] لا توجد صفات تشاركية كبيرة مع البورون فالأخير شبه فلز، ولكن مركبات AlX_3 متساوية إلكترونياً مع مركبات BX_3، وتشترك معها بأنها أحماض لويس وتشكل نواتج إضافة بسهولة.[107] بالإضافة إلى ذلك، فإن ما يميز كيمياء البورون هو تشكيله لبنى متعددة السطوح، وتلك يشكلها الألومنيوم أيضاً في سبائكه شبه البلورية، بما فيها Al–Zn–Mg class.[108]

للألومنيوم ألفة كيميائية مرتفعة تجاه الأكسجين، مما يجعل استخدامه ملائماً على شكل مختزل في تفاعل الثرميت. يستطيع مسحوق ناعم من الألومنيوم أن يتفاعل بعنف عند التماس مع الأكسجين السائل. في الأحوال العادية يشكل الألومنيوم طبقة من الأكسيد على السطح، تبلغ سماكتها حوالي 5 نانومتر عند درجة حرارة الغرفة؛[109] وهي تقيه من حدوث تفاعلات تآكل لاحقة بسبب الأكسجين أو الماء أو الأحماض الممددة، وتدعى تلك الظاهرة بالتخميل.[105][110] تمنح هاته الخاصة الألومنيوم العديد من الميزات، مثل استخدام مساحيقه في الطلاءات فضية اللون؛[111] وفي صناعة حاويات الأحماض المخبرية الممددة.[64]

تعطيل خاصة التخميل لدى طبقة الأكسيد الواقية على الألومنيوم بإضافة حوالي 1 مغ من الزئبق، والذي يؤدي إلى تشكل مغلغة.

يتفاعل الألومنيوم في حمض الهيدروكلوريك المركز مع الماء مما يؤدي إلى انطلاق غاز الهيدروجين؛ كما يتفاعل مع محاليل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم المائية ليشكل الألومينات الموافقة.[112] ينحل الألومنيوم في الماء الملكي؛[64] وهو يتآكل بسبب الكلوريدات المنحلة؛[112] وذلك وفق المعادلة:

$$Al_2O_3(s) + 2\,Cl^-(aq) + 3\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,[Al(OH)_2Cl](aq) + 2\,OH^-(aq)$$

ويحدث التآكل خاصة في المناطق التي تكون فيها طبقة الأكسيد متضررة، حيث يحفز ذلك على ظهور تنقر على السطح.

$$Al(s) + 4\,H_2O(l) + Cl^-(aq) \longrightarrow [Al(OH)_2Cl](aq) + 3\,e^- + 2\,H_3O^+(aq)$$

كما تتأثر طبقة الأكسيد الواقية على الألومنيوم بالتماس مع الزئبق حيث تتشكل ملغمة؛ وكذلك تتأثر بأملاح بعض الفلزات الكهرجابية.[105] لذلك فإن أقوى سبائك الألومنيوم هي أقل مقاومة لتفاعلات الجلفنة عندما يكون مسبوكاً مع النحاس.[98] يتفاعل الألومنيوم مع أغلب اللافلزات عند التسخين، مشكلاً مركبات مثل نتريد الألومنيوم AlN وكبريتيد الألومنيوم Al_2S_3 وهاليدات الألومنيوم AlX_3؛ كما يشكل الألومنيوم طيفاً واسعاً من المركبات بين الفلزية.[105]

المركبات الكيميائية [عدل]

اللاعضوية [عدل]

في الأغلبية العظمى من مركباته الكيميائية يكون الألومنيوم في حالة الأكسدة +3؛ أما العدد التناسقي فهو متفاوت فيها، ولكن غالباً ما يكون الأيون Al^{+3} إما سداسي أو رباعي التناسق. من ناحية أخرى، فإن أغلب مركبات الألومنيوم الثلاثي هي عديمة اللون.[105] هناك عدد قليل من المركبات الكيميائية التي يكون فيها الألومنيوم بحالة أكسدة +1، وهي غالباً هاليدات أحادية مثل أحادي فلوريد الألومنيوم AlF، وأحادي كلوريد الألومنيوم AlCl وكذلك أحادي البروميد AlBr وأحادي اليوديد AlI؛ وتلك المركبات توجد فقط في الطور الغازي؛[113] وهي غير مستقرة.[114]

يوجد أيون الألومنيوم Al^{+3} في المحاليل المائية على الشكل $[Al(H_2O)_6]^{+3}$، والذي تبلغ قيمة ثابت تفكك الحمض pK_a لديه مقدار 10^{-5} تقريباً.[56] تكون تلك المحاليل حمضية، لأن الكاتيون فيها يكون قادراً على أن يمنح بروتونات وأن يتحلمه لاحقاً إلى أن يتشكل راسب من هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$. يكون هذا الأمر مفيداً في أحواض الترسيب في محطات معالجة المياه، حيث تتجمع نوى الرواسب على شكل مستعلق مما يسهل من إزالتها. عند زيادة قيمة pH الوسط فإن ذلك يؤدي إلى انحلال الهيدروكسيد بسبب تشكل أيون الألومينات $^-$ $[Al(H_2O)_2(OH)_4]$.

لمركب هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$ خواص مذبذبة (أمفوتيرية)، فهو قادر على أن ينحل في الأحماض والقواعد؛[105] وتلك سمة للكاتيونات القاعدية الضعيفة القادرة على تشكيل هيدروكسيدات غير منحلة، ويكون للأنواع الكيميائية المميهة القدرة على منح بروتوناتها. بالتالي ووفق هذا السياق فإن أملاح الألومنيوم تعطي عند تفاعلها مع الأحماض الضعيفة مركب الهيدروكسيد المميه وهيدريد اللافلز الموافق، فعلى سبيل المثال يعطي كبريتيد الألومنيوم مركب كبريتيد الهيدروجين؛ كما أنه لا يمكن الحصول على كربونات الألومنيوم على شكل ملح صلب مستقر؛ كما لا تحدث عملية حلمهة كاملة لأملاح الألومنيوم مع الأحماض القوية. لذلك لا يمكن الحصول على الأملاح اللامائية من مجرد تسخين الهيدرات الموافقة، فعلى سبيل المثال، فإن كلوريد الألومنيوم المائي سداسي الهيدرات لا يوجد على الشكل النمطي $AlCl_3 \cdot 6H_2O$، ولكن على الشكل $[Al(H_2O)_6]Cl_3$، حيث تكون الروابط Al–O قوية لدرجة أن التسخين يكون غير كافياً لتكسير الروابط وإتاحة الفرصة لتشكيل روابط Al–Cl بدلاً عنها.[105]

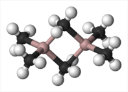
$$2\,[Al(H_2O)_6]Cl_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 6\,HCl + 9\,H_2O$$

إن جميع هاليدات الألومنيوم الثلاثية معروفة؛ ولكن في فلوريد الألومنيوم AlF_3، وعلى العكس من بنى ثلاثيات الهاليد الأثقل، يكون الألومنيوم سداسي التناسق، الأمر الذي يشرح عدم تطايره وعدم انحلاليته، بالإضافة إلى ارتفاع قيمة الحرارة القياسية للتكوين. ينصهر AlF_3 عند 1290 °س، ويحضر من تفاعل أكسيد الألومنيوم مع فلوريد الهيدروجين عند حوالي 700 °س.[113] تحضر الهاليدات الأثقل للألومنيوم من تفاعل الفلز مع الهالوجين الموافق؛ ويكون فيها العدد التناسقي للألومنيوم رباعياً، وتكون بنيتها ثنائية أو متعددة الوحدات. فلمركب كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$ بنية بوليميرية ذات طبقات عندما يكون دون نقطة انصهاره 192.4 °س؛ أما عند درجات حرارة أعلى تصبح البنية على هيئة جزيئات منفردة من $AlCl_3$ ذات بنية مستوية ثلاثية شبيهة ببنية ثلاثي كلوريد البورون BCl_3؛ في حين يوجد كل من بروميد الألومنيوم ويوديد الألومنيوم على الشكل الثنائي Al_2X_6 في الأطوار الثلاثة للمادة، ولا يظهر تحول في خواص البنية عند تغير الطور.[113] تتميز هاليدات الألومنيوم بأنها من أحماض لويس، وهي قادرة على تشكيل نواتج إضافة، لذلك يكثر استخدامها على شكل حفازات في تفاعلات صناعية مهمة مثل تفاعل فريدل-كرافتس وغيره من تفاعلات التحضير الصناعية.[113]

للألومنيوم أكسيد واحد مستقر Al_2O_3، وهو يعرف بالاسم الشائع «ألومينا».[115] ومن الكالكوجينيدات المستقرة له كل من كبريتيد الألومنيوم Al_2S_3 وسيلينيد الألومنيوم Al_2Se_3 وكذلك تيلوريد الألومنيوم Al_2Te_3؛ وتحضر هذه المركبات الأخيرة من تفاعل العناصر المكونة الموافقة عند درجات حرارة تتجاوز 1000 °س. أما مع عناصر مجموعة النتروجين فيشكل الألومنيوم كل من نتريد الألومنيوم AlN وفوسفيد الألومنيوم AlP وزرنيخيد الألومنيوم AlAs، بالإضافة إلى إثميد الألومنيوم AlSb؛ وهي مركبات معروفة وتتميز بخواصها شبه الموصلة؛ وهي تتشكل أيضاً من تفاعل العناصر الموافقة عند درجات حرارة مرتفعة.[116]

هناك أيضاً مركب هيدريد الألومنيوم، وهو مركب ذو بنية بوليميرية $(AlH_3)_n$؛[117] ولا توجد له تطبيقات كثيرة؛ وذلك على العكس من مركب هيدريد ألومنيوم الليثيوم $LiAlH_4$، والذي يصنف ضمن الكواشف الكيميائية المهمة، حيث أنه من المختزلات الجيدة في الكيمياء العضوية؛ وهو يحضر من تفاعل هيدريد الليثيوم مع كلوريد الألومنيوم.[117]

العضوية [عدل]



بنية ثلاثي ميثيل الألومنيوم.

يوجد للألومنيوم عدد من المركبات العضوية؛ والتي يحمل منها الصيغة العامة AlR_3 وكذلك $Al_2R_3Cl_3$.[118] تعد مركبات ثلاثي ألكيلات وثلاثي أريلات الألومنيوم من المركبات المتطايرة وذات تفاعلية كيميائية كبيرة، بحيث من السهل عليها أن تحترق وأن تتفاعل مع الماء. عادة ما تكون مركبات الألومنيوم العضوية على شكل ثنائيات وحدات، مثل مركب ثلاثي ميثيل الألومنيوم؛ في حين أن ثلاثي إيزوبوتيل الألومنيوم يوجد على هيئة مزيج متوازن كيميائياً بين أحادي (مونومير) وثنائي الوحدات (ديمير).[119][120] تعد مركبات الألومنيوم العضوية من أحماض لويس القاسية، وهي قادرة على أن تشكل نواتج إضافة بسهولة. لذلك تستخدم هذه المركبات في الصناعة من أجل تفاعلات إقحام الألكين على هيئة حفاز تسيغلر-ناتا، والتي تؤمن تشكيل كحولات وألكينات أولية طويلة السلسلة وغير متفرعة، وكذلك في بلمرة الإيثيلين والبروبيلين. توجد أيضاً مركبات حلقية غير متجانسة للألومنيوم وكذلك معقدات تناسقية عنقودية تتضمن وجود روابط Al–N فيها.[119]

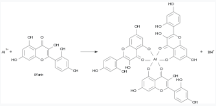
التحليل الكيميائي [عدل]

توجد عدة وسائل تحليلية تقليدية للكشف عن أملاح الألومنيوم، منها:

عن طريق أزرق الكوبالت

يمكن الكشف عن أملاح الألومنيوم بأسلوب تقليدي عن طريق تعريضها للهب مع محلول ممدد من نترات الكوبالت الثنائي $Co(NO_3)_2$ على قضيب من أكسيد المغنيسيوم (المغنيسيا)؛ حيث يتشكل حينها خضاب أزرق الكوبالت.

عن طريق الكريوليت



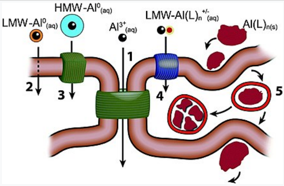
تفاعل الكشف عن الألومنيوم عن طريق صباغ المورين

لإجراء الكشف وفق هذا الأسلوب يجعل محلول العينة الحاوية على الألومنيوم قلوياً، كي يترسب هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$. بعد ذلك يرشح الراسب ثم تضاف عليه بضعة قطرات من الفينول فثالين، ثم يغسل بحيث لا تبقى أية آثار من اللون الأحمر التي سببها الفينول فثالين. عند إضافة مسحوق فلوريد الصوديوم NaF الصلب على الراسب، تسبب أيونات الهيدروكسيد، التي تحررت جراء تشكل الكريوليت $Na_3[AlF_6]$، ظهور اللون الأحمر مجدداً.

عن طريق المورين

لإجراء الكشف وفق هذا الأسلوب يعالج محلول العينة الحاوية على الألومنيوم مع حمض الهيدروكلوريك؛ ثم تضاف كميات فائضة من هيدروكسيد البوتاسيوم بحيث يصبح الوسط قلوياً. تضاف بعد ذلك إلى كمية من المحلول كمية مكافئة من محلول صباغ المورين؛ ثم يحمض الوسط بواسطة حمض الخليك المركز، مما يؤدي إلى ظهور خاصة تفلور أخضر تحت الأشعة فوق البنفسجية عند طول موجة 366 نانومتر. ويمكن التاكد من عملية الكشف تلك لدى اختفاء ظاهرة التفلور عند إضافة حمض الهيدروكلوريك مجدداً.[121]

الدور الحيوي [عدل]



توجد هنالك خمسة أشكال رئيسية من الألومنيوم ممتصة في جسم الإنسان: (أ) على شكل كاتيون حر (أيون موجب) ثلاثي الشحنة ومميه ($Al^{3+}{}_{aq}$)؛ (ب) معقد منحل معتدل منخفض الوزن الجزيئي ($LMW\text{-}Al^0{}_{aq}$)؛ (ج) على شكل معقد منحل معتدل مرتفع الوزن الجزيئي ($HMW\text{-}Al^0{}_{aq}$)؛ (د) على شكل معقد منحل مشحون منخفض الوزن الجزيئي ($LMW\text{-}Al(L)_n{}^{+/-}{}_{aq}$)؛ (هـ) على شكل جسيمات دقيقة نانوية وميكروية ($Al(L)_{n(s)}$)؛ تُنقَل هذه الجسيمات عبر الغشاء الخلوي أو البطانة الغشائية وفق خمسة مسارات رئيسية: (1) عبر مسار خارجي للخلايا؛ (2) عبر مسار

على الرغم من الانتشار الواسع للألومنيوم في القشرة الأرضية؛ إلا أنه لا يعرف له أي دور حيوي.[64] عند قيمة pH تتراوح بين 6–9، وهي قيمة pH توافق أغلب المياه الطبيعية، فإن الألومنيوم يوجد على شكل هيدروكسيد، وهو راسب غير منحل، لذلك فإنه لا يكون متوفراً، وتلك سمة تشترك بها أغلب العناصر التي لا يكون لها دور حيوي.[123]

في جسم الإنسان [عدل]

يوجد في جسم الإنسان وسطياً حوالي 50-150 مغ من الألومنيوم؛[124] والكمية موزعة بشكل منتظم؛ وهو لا يصنف بالنسبة للإنسان ضمن العناصر الشحيحة الأساسية للوظائف الحيوية فيه.[125] يطرح جسم الإنسان القسم الأعظمي من الألومنيوم الذي قد يكون موجوداً في الغذاء، ولا يمتص في الجهاز الهضمي إلا بنسبة تتراوح بين 1-3 بالألف؛ ومنه يتوزع إلى الأنسجة بشكل رئيسي عبر بروتينات الترانسفرين.[126] يمكن أن ينقل الألومنيوم مثلاً على شكل أيون مشحون على شكل معقد مع الفوسفات؛[127] وتبلغ قيمة عمر النصف لأيونات الألومنيوم في الدم حوالي 8 ساعات.[60]

عابر للخلايا؛ (3) عبر بالنقل النشط؛ (4) عبر القنوات الناقلة؛ (5) عبر إدخال خلوي عن طريق الامتزاز أو المستقبلات.[122]

في النباتات [عدل]

يصل الألومنيوم إلى النباتات عادة عن طريق الرشح من تربة القشرة الأرضية بفعل الأمطار؛ ويزداد ذلك الأمر خاصة بتأثير المطر الحمضي.[128] تعد ظاهرة تحمض التربة من العوامل المساعدة على ازدياد رشح الألومنيوم، إذ عندما تصبح قيمة pH الوسط أقل من 5 يمتص الألومنيوم من جذور النباتات على هيئة أيونات Al^{+3}؛ وهو أمر يؤذي نمو الجذور الدقيقة، خاصة عندما لا يكون للنبات القدرة على تحمل الألومنيوم فإنه يقع تحت إجهاد،[129] وذلك يؤثر سلباً على نمو الجذر ودوره الوظيفي.[130][131][132] من جهة أخرى، توجد بعض الأنواع النباتية المعدلة وراثياً مثل رشاد الصخر والسورغم والقادرة على تحمل ارتفاع نسبة الألومنيوم في التربة.[133][134][135][136]

محتوى الألومنيوم في بعض أنواع الغذاء

الغذاء	المحتوى[137][138] مغ/كغ
شاي (مجفف)	385
ورق الزعتر البري	212
الكاكاو والشوكولاتة	100
ورقيات السلطة	28.5
البقليات	22.5
الحبوب	13.7

في الغذاء [عدل]

توجد آثار زهيدة من الألومنيوم في الغذاء، وهي تتفاوت حسب المنشأ،[138] وتصل كميتها في المأكولات الطازجة بأقل من 5 ميليغرام لكل كيلوغرام (مغ/كغ).[139] بالمقابل قد يصل محتوى الألومنيوم في أوراق الشاي الأسود إلى 1042 مغ/كغ.[140]

قد يؤدي طهي الأغذية أو حفظها في أوعية من الألومنيوم أو رقائقه إلى زيادة أعظمية من امتصاص الألومنيوم تصل إلى 3.5 مغ/اليوم/الشخص؛ وهي قد تزداد في الأغذية الحمضية، مثل الملفوف المخمر، وذلك وفق تقييمات المعهد الألماني لتقييم المخاطر؛[ملاحظة 5][141] ولذلك يوصى بعدم استخدام الأوعية المصنوعة من الألومنيوم في طهي أو حفظ الأغذية الحمضية.[142]

من جهة أخرى، فإن المشروبات تحوي نسبة أعظمية من الألومنيوم تتراوح بين 0.2-0.4 مغ/ل؛ وهي بذلك لا تعد مصدراً للألومنيوم غذائياً.[139][141] عينت الهيئة الأوروبية لسلامة الأغذية مقدار 1 مغ لكل كغ من وزن الجسم بأنه الحد الأسبوع المسموح من الألومنيوم في الغذاء.[139] [138] بالمقابل، فإن الألومنيوم قد يستخدم في بعض الأحيان ضمن الإضافات الغذائية، وهو يملك رقم إي E173، ولكن ذلك محصور في مجال تزيين الحلويات.[143]

الأثر البيئي [عدل]

منشأة لتخزين مخلفات خام البوكسيت في مدينة شتاده الألمانية؛ تولد صناعة الألومنيوم حوالي 70 مليون طن من هذه المخلفات سنوياً.

من الآثار البيئية المترتبة من إنتاج الألومنيوم هو ظهور مساحات كبيرة بعد استخراج البوكسيت، والتي تحتاج إلى إعادة إنبات بعد ذلك؛ إذ لإنتاج طن واحد من الألومنيوم يلزم حوالي 4 أطنان من البوكسيت؛ وحفره يعطي عشرة أطنان من الغطاء الفوقي.[144] تؤدي عملية باير إلى تراكم مخلفات خام البوكسيت القلوية، والتي تعرف أيضاً باسم « الطمي الأحمر ».[145] تأتي الإشكالية أنه من الصعب الاستفادة من تلك المخلفات، وهي تسبب مشاكل بيئية بحد ذاتها. من جهة أخرى، تعد عملية إنتاج الألومنيوم من العمليات المستهلكة جداً للطاقة؛ إذ تتطلب عملية التحليل الكهربائي لإنتاج كيلوغرام واحد من الألومنيوم استهلاك حوالي 12.9-17.7 كيلوواط ساعي.[66] كما تنتج العملية حوالي 10 كغ من غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2. تساعد عمليات إعادة تدوير الألومنيوم على التخفيف من أثر مخلفات هذا الفلز، وهي في ازدياد مستمر؛ كما يساعد استخدام تركيبات خفيفة من الألومنيوم، على شكل رغوة على سبيل المثال، في التخفيف من انبعاثات من استهلاك المواد والطاقة.

رغوة ألومنيوم

يمكن أن يرتفع مستوى الألومنيوم بالقرب من مواقع التعدين بسبب عمليات الإنتاج؛ كما يمكن أن تتسرب كميات صغيرة من الألومنيوم إلى البيئة عند مواقع توليد الطاقة العاملة على الفحم أو بالقرب من مرمدات النفايات.[146] عادة ما يغسل الألومنيوم العالق في الهواء بالمطر أو أن يترسب إلى الأرض، ولكن هناك احتمالية أن تبقى بعض الجسيمات معلقة في الهواء لفترة طويلة.[146]

يعد الهطول الحمضي العامل الرئيسي الطبيعي الذي يحرك الألومنيوم من مصادره الطبيعية،[147] وهو كذلك أيضاً المسبب الرئيسي للآثار البيئية للألومنيوم؛[148] على الرغم من ذلك، فإن المسبب الرئيسي لوجود الألومنيوم في المياه العذبة والمالحة هو العمليات الصناعية التي تحرر الألومنيوم إلى الهواء.[147] يكون لوجود الألومنيوم في الماء أثراً ساماً على السمك، عندما يكون الماء حمضياً، إذ يمكن للألومنيوم أن يترسب على الخياشيم؛[149] الأمر الذي يسبب خللاً في التنظيم الأسموزي (التناضحي) لديها.[148] من الممكن نظرياً أن تخل معقدات الألومنيوم العضوية باستقلاب الحيوانات والطيور لدى امتصاصها؛ إلا أن هذا الأمر من النادر حدوثه عملياً.[148]

لا يؤثر وجود الألومنيوم في التربة المعتدلة على نمو النباتات؛ إلا أن ارتفاع تركيز أيونات الألومنيوم Al^{+3} في التربة الحمضية يعد ساماً ومن العوامل الرئيسية التي تحد من نمو النبات، حيث يؤثر على نمو الجذر ودوره الوظيفي.[150] من التبعات البيئية الأخرى المتعلقة بإنتاج الألومنيوم ارتفاع انبعاثات الغازات الدفيئة إلى المحيط الحيوي؛[151] وأخطر تلك الغازات هي الفلوروكربونات المنبعثة من عمليات الصهر؛[151] كما يساعد

غاز ثنائي أكسيد الكبريت على تشكل المطر الحمضي.[151]

الأهمية الاقتصادية [عدل]

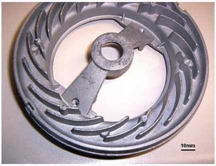
بلغ الإنتاج العالمي من الألومنيوم 58.8 مليون طن متري في سنة 2016، وهو بذلك يأتي في المرتبة الثانية من الفلزات المعدنية بعد الحديد من حيث كمية الإنتاج (1.231 مليون طن متري).[152][153] يتراوح سعر الألومنيوم في السوق العالمي منذ أوائل ثمانينيات القرن العشرين حوالي 2000 دولار أمريكي لكل طن (لنقاوة مقدارها 99.7%)؛ ولكنه عرضة للتقلب والتفاوت، كما حدث سنة 2016 عندما هبط سعره إلى حوالي 1500، قبل أن يعود السعر إلى عتبة 2000 دولار أمريكي السابقة.[154] في سنة 2020 فرضت الولايات المتحدة ضريبة استيراد مقدارها 10% على الألومنيوم المستورد من كندا من أجل حماية إنتاجها المحلي.[155]

تعد صناعة الألومنيوم في المنطقة العربية من الصناعات الهامة؛ وتنتشر مصانع الألومنيوم في عدد من الدول العربية، مثل دوبال في الإمارات العربية المتحدة، وصحار للألومنيوم في سلطنة عمان، وألومنيوم قطر في دولة قطر، وألومنيوم البحرين في مملكة البحرين وكذلك مصر للألومنيوم في جمهورية مصر العربية وألومنيوم المغرب في مملكة المغرب.

الاستخدامات [عدل]

تشمل التطبيقات الرئيسية للألومنيوم كل من صناعة وسائل النقل المختلفة على أنواعها من الطائرات والعربات والسيارات والدراجات إلى غير ذلك؛ بالإضافة إلى صناعة العبوات والرقائق للصناعات الغذائية؛ وكذلك في الإنشاءات المعدنية لصناعة النوافذ والأبواب؛ وفي الصناعات الميكانيكية والإلكترونية.[156]

صناعة الهياكل المعدنية [عدل]


قطعة جهاز مصنوعة من سبيكة ألومنيوم بالسبك في قالب.

للألومنيوم صلابة بنيوية نوعية مرتفعة، بالمقارنة مع الفولاذ فإن الأجزاء الصناعية المصنوعة من الألومنيوم والتي لها نفس الصلابة تكون أقل وزناً بحوالي النصف، ولكنها ذات حجم أكبر، لأن كثافتها أخفض.[157] لذلك السبب يكثر استخدام الألومنيوم وسبائكه في صناعة الهياكل المعدنية المستخدمة في وسائل النقل، وخاصة صناعة الطائرات والمركبات الفضائية؛ وكذلك في صناعة هياكل السيارات والدراجات الهوائية. شكل قطاع صناعة العربات ووسائل النقل سنة 2010 حوالي 35% من الاستخدام العالمي للألومنيوم.[158][159]

السيارات

يستخدم الألومنيوم وسبائكه بشكل كبير في صناعة قطع السيارات، ذلك بسبب خواصها الحرارية والميكانيكية (مثل قابلية السبك) الجيدة. يدخل الألومنيوم في تركيب هيكل السيارة ومكوناته مثل الأجنحة (الرفراف) وغطاء المحرك؛ وكذلك أيضاً في تركيب هيكل المحرك وقطعه مثل المكبس والأسطوانات ورأسها بالإضافة إلى هياكل علبة السرعة؛ وكذلك في تركيب مجموعة الحركة والموجهات العرضية وغيرها.[160] يستخدم الألومنيوم أيضاً في تركيب المنصات الذيلية الرافعة في مركبات الخدمة التجارية.[160]

المقطورات

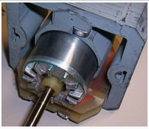
يدخل الألومنيوم أيضاً في تركيب المقطورات على السكك الحديدية، مما ساعد على التخفيف من وزن المقطورات التي تصنع بشكل رئيسي من الصلب (الفولاذ)، خاصة مع تطور وسائل اللحام القوسي مثل لحام الغاز الخامل-تنغستن واللحام قوسي بالمعدن والغاز.[161]

الطائرات

تستخدم أنواع مختلفة من سبائك الألومنيوم، مثل مغناليوم ودورالومين، في صناعة هياكل الطائرات، بحيث أن حوالي 60% من كتلة الطائرة يتركب من الألومنيوم. وعادة ما تثبت القطع المصنوعة من الألومنيوم الداخلة في تركيب الطائرات بواسطة أساليب ميكانيكية (تثبيت بالبرشام)، ويتجنب استخدام اللحام لذلك الغرض.[162]

الصناعات الإلكترونية [عدل]

التوصيل الكهربائي



قطعة (دوار قفص سنجابي) من محرك كهربائي (محرك قطب مشقوق) مصنوعة من الألومنيوم.

يصنف الألومنيوم ضمن الموصلات الكهربائية الجيدة، فهو يأتي في المرتبة الرابعة بعد الفضة والذهب والنحاس من حيث التوصيل الكهربائي. وهو غالباً ما يستخدم في التطبيقات التي يمثل فيها الوزن الكبير مشكلة، مثل خطوط الجهد العالي والمحطات الفرعية.[163] كما تستخدم الأسلاك المصنوعة من الألومنيوم المكسوة بالنحاس في التمديدات الكهربائية؛ من جهة أخرى يفضل النحاس على الألومنيوم في تركيب الأسلاك العلوية لأن قدرة التماس والانسحاب على السطح لدى النحاس أفضل.

الصناعات الإلكترونية

للألومنيوم تطبيقات في الصناعات الإلكترونية نظراً للخواص الإلكترونية والحرارية الجيدة. فهو يدخل في تركيب الدارات المتكاملة والترانزستورات؛[164] إلى جانب المقاومية الضعيفة للألومنيوم خواص مميزة أخرى تشمل سهولة التصنيع باستخدام التمميش الجاف وكذلك الانتشار الضعيف للتيار في المواد العازلة. إلا أن النحاس يفضل على الألومنيوم أيضاً في مثل هذه التطبيقات.[164]

التعبئة والتغليف [عدل]

عبوة ألومنيوم

في مجال التعبئة والتغليف يوجد للألومنيوم العديد من التطبيقات، فهو يستخدم في صناعة عبوات المشروبات والأغذية المعلبة، بالإضافة إلى صناعة رقائق الألومنيوم؛ وهو مفضل لمثل تلك التطبيقات بسبب خفة وزنه ومتانته وسهولة تصفيحه، وبسبب قدرته على تشكيل حاجز آمن عن العوامل الخارجية مثل الهواء والضوء.[165] يستخدم الألومنيوم أحياناً في صناعة الأواني والأوعية المختلفة، مثل إبريق الموكا لتحضير القهوة. يشكل مجال التعبئة والتغليف في أوروبا سنة 2017 حوالي 17% من استهلاك الألومنيوم.[166]

الإنشاءات الهندسية [عدل]

يستخدم مسحوق ومعجون الألومنيوم في تصنيع الخرسانة خفيفة الوزن؛[167] كما تستخدم مركبات الألومنيوم اللاعضوية المختلفة مثل هيدروكسي كبريتات الألومنيوم، أو هيدروكسي فورميات الألومنيوم أو هيدروكسيد الألومنيوم اللابلوري من أجل تسريع تصلب الخرسانة.[168]

ينتشر استخدام الألومنيوم وسبائكه في الإنشاءات الهندسية، وذلك في هياكل النوافذ والأبواب؛ وكذلك بشكل رئيسي في واجهات المباني؛ ومن الأمثلة على ذلك متحف الحرب الإمبراطوري الشمالي في مدينة مانشستر الإنجليزية.

متحف الحرب الإمبراطوري الشمالي في مدينة مانشستر

تطبيقات أخرى [عدل]

- يستخدم الألومنيوم نظراً للانعكاسية المرتفعة له في بعض التطبيقات التي تتطلب وجود مرآة معدنية عاكسة، مثل الماسح الضوئي (السكانر) والكاميرات العاكسة وكذلك في المصابيح الأمامية للسيارات؛ وغيرها.
- يستخدم مسحوق الألومنيوم في تركيب المادة الدافعة في الصواريخ ذات الوقود الصلب؛[169] كما يدخل في تركيب الألعاب النارية.
- نظراً لقدرة الألومنيوم على الاختزال عند درجات حرارة مرتفعة تستخدم تفاعلات الألومنيوم الطاردة للحرارة من أجل استحصال الفلزات الأخرى في الصناعات التعدينية؛ وكذلك في مجال اللحام الطارد للحرارة.
- يكثر دخول الألومنيوم في تصنيع سبائك مختلفة ذات تطبيقات خاصة، مثل سبيكة مع التيتانيوم.[170]

المخاطر [عدل]

تتميز أملاح الألومنيوم اللاعضوية بأنها غير سامة بشكل واضح، فعلى سبيل المثال تبلغ قيمة الجرعة المميتة الوسطية LD_{50} لمركب كبريتات الألومنيوم مقدار 6207 مغ/كغ (فئران، فموي)، والتي تكافئ 435 غ لشخص وزنه 70 كغ.[64] لا يصنف الألومنيوم ضمن الفلزات الثقيلة؛ كما لا تصنفه وزارة الصحة والخدمات الإنسانية الأمريكية ضمن المسرطنات.[147] لا توجد دلائل كافية تبين أن التعرض العادي للألومنيوم قد يمثل خطراً على صحة وسلامة الشخص البالغ؛[171] كما أن الدلائل المتوفرة لا تظهر وجود تأثير سمي للألومنيوم إذا لم تتجاوز الجرعة 40 مغ/اليوم لكل كيلوغرام من وزن جسم الإنسان.[147] تعد نسبة 10 ميكروغرام/الليتر من أيونات الألومنيوم في الدم من النسب المقبولة والتي لا تمثل خطورة؛ أما عندما يكون تركيز تلك الأيونات حوالي 60 ميكروغرام/الليتر فذلك يمثل خطورة على الجسم؛ في حين أن تركيز 200 ميكروغرام/الليتر يعد ذا تأثير سمي.[172] إن أغلب الألومنيوم المستهلك يغادر الجسم في البراز؛ وأغلب الجزء المتبقي الذي يدخل مجرى الدم يطرح عن طريق البول.[173]

يمكن للألومنيوم في حالات نادرة أن يسبب تلين العظام المقاوم للفيتامين د، وكذلك فقر الدم صغير الكريات المقاوم للإريثروبويتين، وخاصة لدى المرضى الذين لهم قصور كلوي.[147] يمكن أن يؤدي التناول المزمن لسليكات الألومنيوم المميهة (للتحكم بالحموضة المعدية المفرطة) إلى

ارتباط الألومنيوم بمحتويات الأمعاء وأن ينافس عناصر غذائية معدنية أخرى ويزيد من طرحها، مثل الحديد والزنك؛ بحيث أن جرعات مرتفعة تزيد عن 50 غ/اليوم يمكن أن تسبب فقر الدم.[147][174] هناك عدد من المخاطر المقترنة بارتفاع تركيز الألومنيوم في الدم؛ فهناك شك بوجود صلة وصل بين الألومنيوم وبين مرض آلزهايمر؛[175] ولكن الأبحاث المستمرة على عدة عقود لم تستطع إثبات وجود دليل على علاقة سببية بينهما.[176][177] من جهة أخرى، وجد أن الألومنيوم يزيد من التعبير الجيني المتعلق بالإستروجين في خلايا سرطان الثدي البشرية المنماة مخبرياً.[178] كما يترافق وجود الألومنيوم بتراكيز مرتفعة جداً مع حدوث تغير وظيفي في أداء الحاجز الدموي الدماغي.[179]

يؤدي التعرض المستمر إلى مسحوق الألومنيوم أو أبخرة لحام الألومنيوم إلى حدوث تليف رئوي؛[180] ناهيك عن المخاطر التي يمكن أن يسببها مسحوق الألومنيوم الناعم من حيث سهولة الاحتراق والتسبب بحدوث مخاطر مهنية.[181][182]

طالع أيضاً [عدل]

- تاريخ الألومنيوم

هوامش [عدل]

1. ^ Essai sur la Nomenclature chimique
2. ^ IUPAC
3. ^ Hoopes process
4. ^ stack melter
5. ^ Bundesinstitut für Risikobewertung **BfR**

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ↑ أ ب Drozdov 2007، صفحة 12.
3. ^ Clapham, John Harold; Power, Eileen Edna (1941). *The Cambridge Economic History of Europe: From the Decline of the Roman Empire*. CUP Archive. صفحة 207. ISBN 978-0-521-08710-0.
4. ^ Drozdov 2007، صفحة 16.
5. ^ Setton, Kenneth M. (1976). *The papacy*

95. ^ Davis 1999، صفحات 2–3.
96. ^ Cochran, J.F.; Mapother, D.E. (1958). "Superconducting Transition in Aluminum". *Physical Review*. **111** (1): 132–142. Bibcode:1958PhRv..111..132C. doi:10.1103/PhysRev.111.132.
97. ^ Schmitz 2006، صفحة 161.
98. ↑ أ ب ت Polmear, I.J. (1995). *Light Alloys: Metallurgy of the Light Metals* (الطبعة 3). Butterworth-Heinemann. ISBN 978-0-340-63207-9.

المصادر [عدل]

- Davis, J. R. (1999). *Corrosion of Aluminum and Aluminum Alloys* (باللغة الإنجليزية). ASM International. ISBN 978-1-61503-238-9.
- Dean, J. A. (1999). *Lange's handbook of chemistry* (الطبعة 15). McGraw-Hill. ISBN 978-0-07-016384-3. OCLC 40213725.
- Drozdov, A. (2007). *Aluminium: The Thirteenth Element*. RUSAL Library. ISBN 978-5-91523-002-5.
- Greenwood, N. N.; Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة 2nd). Butterworth-Heinemann. ISBN 978-0-08-037941-8.
- King, R. B. (1995). *Inorganic Chemistry of Main Group Elements*. Wiley-VCH. ISBN 978-0-471-18602-1.
- Lide, D. R., المحرر (2004). *Handbook of Chemistry and Physics* (الطبعة 84). CRC Press. ISBN 978-0-8493-0566-5.
- Nappi, C. (2013). The global aluminium industry 40 years from 1972 (PDF) (Report). International Aluminium Institute. اطلع عليه بتاريخ 10 نوفمبر 2017.
- Ostermann, Friedrich (2014). Anwendungstechnologie Aluminium. *3. Auflage* (باللغة الألمانية). Springer. ISBN 978-3-662-43806-0.
- Richards, J. W. (1896). *Aluminium: Its history, occurrence, properties, metallurgy and applications, including its alloys* (الطبعة 3). Henry Carey Baird & Co.

- Schmitz, C. (2006). *Handbook of Aluminium Recycling* (باللغة الإنجليزية). Vulkan-Verlag GmbH. ISBN 978-3-8027-2936-2.

ألومنيوم في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

دروس من ويكي الجامعة.

ع · ن · ت الجدول الدوري <

ع · ن · ت مركبات الألومنيوم <

ضبط استنادي	BNF: cb11976300k (data) · GND: 4001573-7 · LCCN: sh85003956 · NARA: 10637694 · NARA: 10637694 · NDL: 00560358 · NKC: ph120753
معرفات كيميائية	***E number***: E173 · ***UNII***: CPD4NFA903 · ***RTECS number***: BD0330000 · ***ECHA***: 100.028.248 · ***ChemSpider ID***: 4514248 · ***ChEBI ID***: 28984 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3040273 · ***ZVG number***: 7130 · ***KEGG ID***: C06264 · ***PubChem CID***: 5359268 · ***CosIng number***: 32811 · ***CAS Number***: 7429-90-5 · ***Drugbank ID***: 01370 · ***EC no.***: 231-072-3 · ***Gmelin number***: 16248 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 7900

بوابة علم المواد · **بوابة العناصر الكيميائية** · **بوابة الكيمياء** · **بوابة صيدلة**

بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات · **بوابة علم طبقات الأرض**

تصنيفات: ألومنيوم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | مختزلات | ملوثات هواء خطرة | مواد معدنية | موصلات كهربائية | وقود الصواريخ

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 13 مارس 2021، الساعة 12:10.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

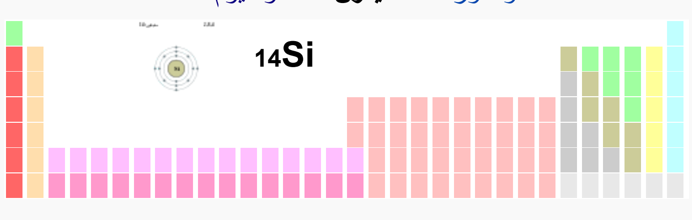
سيليكون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة عن **عنصر كيميائي**؛ إن كنت تبحث عن عناوين مشابهة، فانظر سيليكون (توضيح).

ميّز عن **سيليكون (مركب كيميائي)**.

فوسفور ← **سليكون** → ألومنيوم



المظهر	
رمادي له بريق أزرق	

الخطوط الطيفية للسليكون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سليكون، 14، Si
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 3، p
الكتلة الذرية	28.0855 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne] $3s^2$ $3p^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 4 (صورة)

الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	2.3290 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	2.57 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1687 ك، 1414 °س، 2577 °ف
نقطة الغليان	3538 ك، 3265 °س، 5909 °ف
حرارة الانصهار	50.21 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	359 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	19.789 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1908	2102	2339	2636	3021	3537

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3 , 2 , 1[1] -1, -2, -3, -4 (أكسيد مذبذب)
الكهرسلبية	1.90 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 786.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1577.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3231.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	111 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	111 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	210 بيكومتر

خواص أخرى	
البنية البلورية	بنية الألماس
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[2]
مقاومة كهربائية	10^3 أوم·متر[3] (20 °س)
الناقلية الحرارية	149 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	2.6 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	8433 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	185[3] غيغاباسكال
معامل القص	52[3] غيغاباسكال
معامل الحجم	100 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.28[3]
صلادة موس	7
رقم CAS	7440-21-3
طاقة فجوة النطاق عند 300 كلفن	1.12 eV

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر السليكون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{28}Si	92.23%	^{28}Si هو نظير مستقر وله 14 نيوترون			
^{29}Si	4.67%	^{29}Si هو نظير مستقر وله 15 نيوترون			
^{30}Si	3.1%	^{30}Si هو نظير مستقر وله 16 نيوترون			
^{32}Si	نادر	170 سنة	β^-	13.020	^{32}P

ع·ن·ت

السيليكون (ملاحظة 1) هو عنصر كيميائي رمزه **Si** وعدده الذري 14. يصنف السليكون من أشباه الفلزات وهو رباعي التكافؤ، وأقل نشاطًا كيميائيًا من نظيره الهيكلي الكربون، اللا فلز الذي يقع فوقه في الجدول الدوري، ولكنه أكثر نشاطًا من الجرمانيوم شبه الفلز الذي يقع تحته في الجدول. يوجد خلاف حول تاريخ اكتشافه للمرة الأولى في التاريخ؛ لكن تم تحضيره وتنقيته للمرة الأولى عام 1823. في 1808، أطلق عليه اسم سليكيوم (باللاتينية: *silex*، وتعني الحجر الصلب أو الصوان) مع وجود اللاحقة **يوم** اللاتينية في نهاية أسماء العناصر.

السليكون هو ثامن عنصر شائع في الكون حسب الوفرة، ولكن من النادر وجوده نقيًا في الطبيعة. وكثيرًا ما يكون مختلطًا بالغبار والرمال في الكويكبات والكواكب بعدة صور من ثاني أكسيد السيليكون والسيليكات. تتألف حوالي 90% من القشرة الأرضية من معادن السيليكات، مما يجعل السليكون ثاني أكثر عنصر متوفر في القشرة الأرضية (حوالي 28% حسب الوفرة) بعد الأكسجين.[4]

يستخدم معظم السليكون تجاريًا دون أن ينفصل، بل أحيانًا بمعالجة بعض المركبات من الطبيعة. وهذه الاستخدامات تتضمن الاستخدام البنائي الصناعي المباشر للصلصال والرمل والصخور. تستخدم السيليكا في الخزف اللبن. كما تستخدم السليكات في الأسمنت البورتلاندي والملاط وزخرف مجصص، وعندما يخلط برمل السليكا بالحصى، لصناعة الخرسانة. السليكات هي سلعة خزفية بيضاء مثل البورسلان، وفي زجاج الجير الصودي التقليدي المروي. هناك المزيد من مركبات السليكون الحديثة مثل كربيد السليكون موادًا كاشطة وخزف عالي الجودة. السليكون هو أساس البولميرات السليكونية الموجودة في كل مكان المسماة بالسيليكونات.

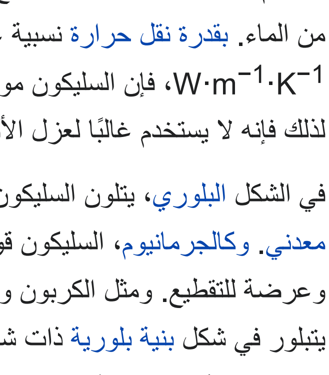
لدى عنصر السليكون تأثير كبير على اقتصاد العالم الجديد. على الرغم أن السليكون الحر يستخدم لتنقية الصلب والألومنيوم المسكوب والصناعات الكيميائية الدقيقة (غالبًا ما يشارك في صنع فوميد سيليكا)، ويستخدم أيضًا أجزاء صغيرة من السليكون النقي في إلكترونيات شبه الموصلات (أكثر من 10%). بسبب الاستخدام الواسع للسليكون في الدوائر المتكاملة التي هي أساس الحواسيب والهواتف المحمولة وجميع الأجهزة الإلكترونية، لذا فإن كمية كبيرة من التكنولوجيا تعتمد عليه.

السليكون عنصر أساسي في الأحياء، برغم أن الحيوانات تحتاج منه كميات قليلة.[5] مع ذلك، فإن العديد من الإسفجنيات والكائنات الحية الدقيقة مثل الدياتومات تحتاج السليكون لكي تصنع بنيتها. السليكون مهم أكثر لأيض النباتات، وخاصة النجيلة.

محتويات [أخف]

الخصائص [عدل]

الفيزيائية [عدل]



يتبلور السليكون على هيئة مكعب بلوري ماسي

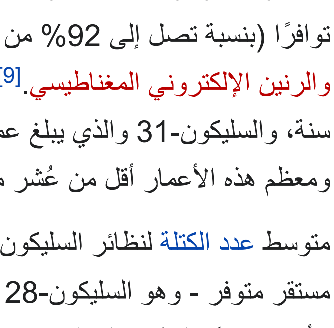
السليكون صلب في درجة حرارة الغرفة، ودرجة انصهاره وغليانه النسبيتين 1414° و3265° درجة مئوية على الترتيب. كثافته أكبر في حالته السائلة عن حالته الصلبة. السليكون لا ينكمش حينما يتجمد كمعظم المواد بل يتمدد، متماثلاً مع الثلج كيفما يكون أقل كثافة من الماء. بقدرة نقل حرارة نسبية عالية تصل إلى 149 $W\cdot m^{-1}\cdot K^{-1}$، فإن السليكون موصل جيد للحرارة ونتيجة لذلك فإنه لا يستخدم غالبًا لعزل الأشياء الساخنة.

في الشكل البلوري، يتلون السليكون باللون البرونزي وله بريق معدني. وكالجرمانيوم، السليكون قوي نوعًا ما وهش للغاية وعرضة للتقطيع. ومثل الكربون والجرمانيوم، فالسليكون يتبلور في شكل بنية بلورية ذات شكل مكعب ماسي، بوجود مسافات بينية تقدر بحوالي 0.5430710 نانومتر (5.430710 أنغستروم).[6]

المدار الذري الخارجي للسليكون، مثل الكربون، لديه 4 إلكترونات تكافؤية. المدرات الفرعية 1s و2s و2p و3s مكتملة إلكتروناتها في حين أن المدار الفرعي 3p يتشبع بإلكترونين وبإمكانه التشبع بأربعة آخرين.

السليكون عنصر شبه موصل. لديه معدل عكسي لدرجة حرارة المقاومة، لأن عدد الشحنات التي يحملها يزداد بالحرارة. المقاومة الكهربية لبلورة مفردة من السليكون تتغير بشكل ملحوظ بفعل الضغط الميكانيكي بفضل تأثير المقاومة الانضغاطية.[7]

الكيميائية [عدل]



مسحوق سليكون

السليكون من عناصر أشباه الفلزات، ويشارك أو يساهم بسهولة إلكتروناته الأربعة الخارجية، مما يجعله يكون الكثير من الروابط الكيميائية. ومثل الكربون، فإنه يكون عادةً أربع روابط. وعلى عكس الكربون، يمكنه القبول بإلكترونات إضافية وتكوين خمس أو ست روابط وأحيانًا يشكل سليكات قابلة للتغيير (غير مستقرة). السليكون رباعي التكافؤ خامل نسبيًا، لكنه يتفاعل مع الهالوجينات ويخفف القلويات، ولكن لم يُعرف لمعظم الأحماض أي تأثير عليه (ما عدا بعض المركبات مفرطة تفاعليتها مثل حمض النتريك وحمض الهيدروفلوريك). ومع ذلك، فإن امتلاكه لأربعة إلكترونات تكافؤ، تتيح له مثل الكربون فرص كثيرة للاتحاد مع عناصر أخرى أو مركبات في الظروف المناسبة.

النظائر [عدل]

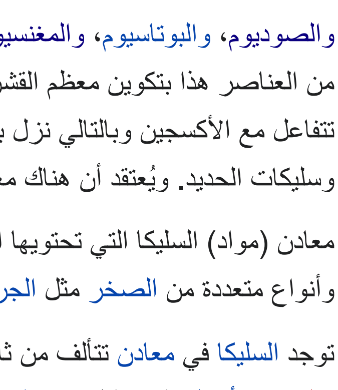
طالع أيضًا: نظائر السليكون

السليكون الموجود طبيعيًا يتكون من 3 نظائر مستقرة ألا وهي سليكون-28، وسليكون-29، وسيلكون-30، حيث أن السليكون-28 هو الأكثر توافرًا (بنسبة تصل إلى 92% من التوافر الطبيعي).[8] ومن بين هذه النظائر، فإن السليكون-29 هو ما يستخدم في الرنين النووي المغناطيسي والرنين الإلكتروني المغناطيسي.[9] يوجد اثنا عشر نظير مشع للسليكون، وأكثرهم استقرارًا هو السليكون-32 حيث أن عمر النصف له يبلغ 170 سنة، والسليكون-31 والذي يبلغ عمر النصف له 157.3 دقيقة.[8] كل النظائر المضمحلة إشعاعيًا المتبقية عمر النصف لها لا يتجاوز السبع ثوان، ومعظم هذه الأعمار أقل من عُشر من الثانية.[8] ليس لدى السليكون أي متماكبات نووية معروفة.[8]

متوسط عدد الكتلة لنظائر السليكون يترواح بين 22 إلى 44.[8] نمط الاضمحلال المشترك للستة نظائر التي أعداد كتلتها أقل من أكثر نظير مستقر متوفر - وهو السليكون-28 -، هو نمط β^+، مشكلاً في المقام الأول نظائر ألومنيوم (13 بروتون) كنواتج اضمحلال.[8] معدل التحلل الأكثر شيوعًا للنظائر الستة عشر التي أعداد كتلتها أكبر من السليكون-28 هو β^-، ومكونًا في المقام الأول نظائر فسفور (15 بروتون) كنواتج اضمحلال.[8]

التواجد [عدل]

طالع أيضًا: معادن السيليكات



كتلة بلورات المرو من التبت. المعدن المتواجد طبيعيًا وهو شبكة صلبة صيغتها SiO_2.

مرتبًا حسب الكتلة، يشكل السليكون 27.7% من القشرة الأرضية وأكثر ثاني عنصر من حيث الوفرة في القشرة، حيث يحظى الأكسجين بأعلى نسبة توافر في القشرة.[10] عادةً ما يوجد السليكون بشكل معقد في معادن السيليكات، وأقل من ثنائي أكسيد السيليكون (السليكا، المكون الأساسي للرمل العادي). ونادرًا ما تكون بلورات السليكون النقية موجودة في الطبيعة.

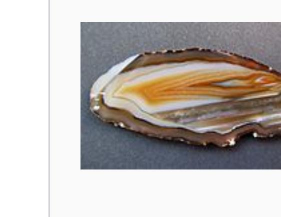
معادن السيليكات - معادن متعددة تحتوي على السليكون والأكسجين ومعادن متفاعلة - تشكل 90% من القشرة الأرضية. كل ذلك بفضل حقيقة أنه في درجات الحراراة المميزة لتشكيل النظام الشمسي الداخلي، الأكسجين والسليكون لديهما انجذاب كبير لبعضهما البعض، مكونين شبكات من السليكون والأكسجين في مركبات قليلة التطاير. ولأن السليكون والأكسجين كانا أكثر عنصرين لا فلزيين ولا غازيين في أطلال غبار المستعر الأعظم والذي كون القرص الكوكبي في تشكل وتطور المجموعة الشمسية، فقط كونا مركبات سليكات معقدة كثيرة والتي تراكمت في كواكب مصغرة صخرية كبيرة والتي كونت الكواكب الأرضية. ومن هنا، تفاعلت معادن السليكات المختزلة مع العناصر المؤكسدة (مثل الألومنيوم، والكالسيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، والمغنسيوم). بعد فقدان الغازات المتطايرة، وفقدان الكربون والكبريت بعد تفاعلهما مع الهيدروجين، قام خليط السليكات من العناصر هذا بتكوين معظم القشرة الأرضية. هذه السليكات كثافتها كانت منخفضة نسبيًا فيما يتعلق بكثافة الحديد، والنيكل، وفلزات أخرى لا تتفاعل مع الأكسجين وبالتالي نزل بقية الحديد والنيكل غير المتفاعلين إلى نواة الأرض، تاركين غلافًا سميكًا يتكون معظمه من المغنسيوم وسليكات الحديد. ويُعتقد أن هناك معظم بيروفسكايت السليكات، يتبعه أكسيد حديد مغنسيوم من حيث الوفرة.[11]

معادن (مواد) السليكا التي تحتويها القشرة مثل التي توجد في مجموعات البيروكسين والأمفيبول والمايكا والفلدسبار. هذه المعادن توجد في الطين، وأنواع متعددة من الصخر مثل الجرانيت والحجر الرملي.

توجد السليكا في معادن تتألف من ثاني أكسيد السليكون النقي تحديدًا في أشكال بلورية مختلفة كالمرو والعقيق والعقيق الأبيض والجمشت والصوان واليشم والأوبال. لدى البلورات الصيغة المجملة لثاني أكسيد السليكون، ولكنها لا تحتوي فقط على جزئيات ثاني أكسيد السليكون منفصلاً على غرار ثاني أكسيد الكربون. وبالأحرى، فإن السليكا شبكة صلبة هيكليًا تتألف من السليكون والأكسجين في بلورات ثلاثية الأبعاد، كالماس. السليكا الأقل نقاءً تكون زجاج السبج. السليكا الحيوية توجد في تركيب الدياتومات والراديولاريا والإسفنج السليكوني.

السليكون أيضًا مكون أساسي لنيازك كثيرة، ومكون للتكتيت - معدن سليكات من المحتمل أن يكون ذا أصل قمري - أو (مشتق أرضي) الذي تعرض لدرجات حرارة وضغط استثنائيين، وقد يكون مصدرها ضربة نيزك.

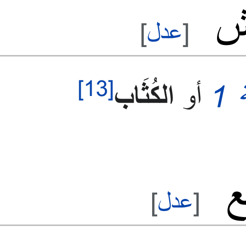
المركبات [عدل]



بولي ديميثيل سليوكسين - مركب سليكوني

- يكون السليكون مكونات ثنائية تسمى السيليسيدات مع العديد من الفلزات التي خصائصها مترواحة بين المركبات المتفاعلة، مثل سيليسيد المغنسيوم، Mg_2Si في وجود عوامل حفازة صهارة مثل ديسيليسيد الموليبدنوم، $MoSi_2$.[12]
- كربيد السليكون، SiC مركب صلب (الورق المفحم)، ذو درجة انصهار عالية ومادة كاشطة معروفة. يمكن أن تكون ملبدة أيضًا في نوع قوي جدًا من الخزف يستخدم في الدروع.
- هيدريدات السليكون، وهي مركبات تتكون من السليكون والهيدروجين، منها SiH_4 و الهدريدات مركبات فعالة جداً، فمثلاً SiH_4 يشتعل تلقائياً في الهواء لتكوين ثنائي اوكسيد السليكون والماء.

معرض صور [عدل]



انظر أيضًا [عدل]

- حمض السلسيليك
- سيليكون مسامي

هوامش [عدل]

ملاحظة 1 أو **الكُثَّاب**[13]

مراجع [عدل]

1. ^ R. S. Ram et al. "Fourier Transform Emission Spectroscopy of the A2D–X2P Transition of SiH and SiD" Mol. Spectr. 190, 341–352 (1998)
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ↑ ا ب ت ث http://www.ioffe.ru/SVA/NSM/Semicond/Si
4. ^ Element Abundance in Earth's Crust، جامعة ولاية جورجيا، تاريخ الاطلاع 26-1-2014. "نسخة مؤرشفة". مؤرشف من الأصل في 19 نوفمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ 13 فبراير 2018.
5. ^ Nielsen, Forrest H. (1984). "Ultratrace Elements in Nutrition". *Annual Review of Nutrition*. **4**: 21–41. doi:10.1146/annurev.nu.04.070184.000321. PMID 6087860.
6. ^ O'Mara, William C. (1990). *Handbook of Semiconductor Silicon Technology*. William Andrew Inc. صفحات 349–352. ISBN 0-8155-1237-6. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2020.
7. ^ Hull, Robert (1999). "Properties of crystalline silicon": 421. ISBN 978-0-85296-933-5. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2020.
8. ↑ ا ب ت ث ج ح خ NNDC contributors (2008). Alejandro A. Sonzogni (Database Manager) (المحرر). "Chart of Nuclides". Upton (NY): National Nuclear Data Center, مختبر بروكهافن الوطني. مؤرشف من الأصل في 10 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 13 سبتمبر 2008.
9. ^ Jerschow, Alexej. "Interactive NMR Frequency Map". New York University. مؤرشف من الأصل في 16 يناير 2017. اطلع عليه بتاريخ 20 أكتوبر 2011.
10. ^ Geological Survey (U.S.) (1975). *Geological Survey professional paper*. مؤرشف من الأصل في 31 مارس 2017.
11. ^ Anderson, Don L. (2007) New Theory of the Earth. صحيفة جامعة كامبريدج. ردمك 978-0-521-84959-3، ردمك 0-521-84959-4.
12. ^ Greenwood, Norman N (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة 2). Oxford: Butterworth-Heinemann. صفحات 335-337. ISBN 0-08-037941-9.
13. ^ "الكثاب". *ديوان اللغة العربية*. مؤرشف من الأصل في 27 مارس 2019.

مصادر [عدل]

هذا القسم فارغ أو غير مكتمل، ساهم بتحريره بالضغط على زر التعديل

روابط خارجية [عدل]

سيليكون في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

فسفور

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

(بالتحويل من فوسفور)

الفوسفور [ملاحظة 1] هو عنصر كيميائي رمزه **P** وعدده الذرّي 15، ويقع ضمن عناصر الدورة الثالثة وفي المجموعة الخامسة عشر (المجموعة الخامسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري، حيث يقع في المرتبة الثانية في مجموعة النتروجين، بالتالي فهو من النكتوجينات. يصنّف الفوسفور كيميائياً ضمن اللافلزّات، وهو يوجد بشكله الحرّ بعدّة أشكال (متآصلات)، أشهرها الفوسفور الأبيض والأحمر؛ إلّا أنّه بسبب التفاعلية والنشاط الكيميائي الكبير فهو لا يوجد بشكله الحرّ في الطبيعة، إنّما يدخل في تركيب مركّبات كيميائية مختلفة. يصل تركيز الفوسفور في القشرة الأرضية إلى حوالي غرام واحد لكل كيلوغرام؛ وغالباً ما يوجد بشكل مرتبط مع الأكسجين على شكل فوسفات.

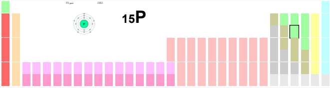
عُزلَ هذا العنصر لأوّل مرّة سنة 1669 على شكل فوسفور أبيض، وبسبب إصداره لوميضٍ خافتٍ عند تعرّضه للأكسجين فقد سمّي بهذا الاسم من الإغريقية Φωσφόρος (فوسفوروس)، والتي تعني حامل الضوء، وذلك بشكل يشير إلى نجمة الصباح، أي كوكب الزهرة.

يعدّ الفوسفور عنصراً أساسياً للحياة، حيث يدخل في تركيب الفوسفات PO_4^{-3}، والذي بدوره يعدّ من المكوّنات الأساسية للحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (DNA) وللحمض النووي الريبوزي (RNA) وأدينوسين ثلاثي الفوسفات (ATP) وكذلك للدهون الفوسفورية. كما تعدّ التراكيز المنخفضة من الفوسفات ضرورية للنمو عند بعض الأحياء المائية. تصف دورة الفوسفور حركة هذا العنصر في الغلاف الصخري والغلاف المائي والمحيط الحيوي على سطح الأرض. يُستحصَل على الفوسفور من معادن الفوسفات، ويستخدم بشكل أساسي في صناعة الأسمدة؛ وكذلك في صناعة المنظّفات ومبيدات الآفات وغيرها من الصناعات الأخرى.

محتويات [أخفِ]

1 التاريخ
1.1 أصل التسمية
1.2 الاكتشاف
1.3 تاريخ الإنتاج
2 الوفرة الطبيعية
3 الإنتاج
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 الأشكال المختلفة

كبريت → **فسفور** ← سيليكون



المظهر

يوجد بأشكال عدّة حسب البنية، مثل الفوسفور الأبيض والأحمر والبنفسجي والأسود

الخواص العامة

الاسم، العدد، الرمز	فسفور، 15، P
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 3، p
الكتلة الذرية	30.973762 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne]; $3s^2$ $3p^3$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 5 (صورة)

الخواص الفيزيائية

الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(أبيض) 1.823، (أحمر) ≈ 2.2 – 2.34، (بنفسجي) 2.36، (أسود) 2.69 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	(أبيض) 44.2 °س، (أسود) 610 °س
نقطة التسامي	(أحمر) ≈ 416 – 590 °س، (بنفسجي) 620 °س
نقطة الغليان	(أبيض) 280.5 °س
حرارة الانصهار	(أبيض) 0.66 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(أبيض) 12.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(أبيض) 23.824 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار (أبيض)

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	279	307	342	388	453	549

بقية الوصلات: 145

عدل الوصلات

ضغط البخار (أحمر، نقطة غليان 431 °س)	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	455	489	529	576	635	704

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**, 4, 3, 2, 1 [1], -1, -2, -3 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.19 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1011.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1907 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2914.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	107±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	180 بيكومتر
خواص أخرى	
المغناطيسية	(أبيض،أحمر،بنفسجي،أسود) مغناطيسية مسايرة[2]
الناقلية الحرارية	(أبيض) 0.236، (أسود) 12.1 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
معامل الحجم	(أبيض) 5، (أحمر) 11 غيغاباسكال
رقم CAS	7723-14-0
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر الفسفور

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{31}P	100%	^{31}P هو نظير مستقر وله 16 نيوترون			
^{32}P	مصطنع	14.28 يوم	β^-	1.709	^{32}S
^{33}P	مصطنع	25.3 يوم	β^-	0.249	^{33}S

ع · ن · ت

5.2 الضبائية الكيميائية
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركّبات الكيميائية
6.1.1 مع الهيدروجين
6.1.2 مع الفلزّات
6.1.3 الأكاسيد
6.1.4 الأحماض الأكسجينية
6.1.5 الهاليدات
6.1.6 مركبات لاعضوية أخرى
6.1.7 مركبات الفوسفور العضوية
6.2 التحليل الكيميائي
6.2.1 مطيافياً
6.2.2 تفاعلات الكشف
7 الدور الحيوي
7.1 نقص الفوسفور
7.2 التغذية
8 الاستخدامات
9 المخاطر
10 هوامش
11 المراجع

التاريخ [عدل]

أصل التسمية [عدل]

لتسمية الفوسفور جذورٌ إغريقية، فقد كانت تطلق تسمية « فوسفوروس» في اليونان القديمة على كوكب الزهرة. تُشتقّ تسمية «فوسفوروس Φωσφόρος» من الجذر فوس φῶς بمعنى ضوء، ومن فيرو φέρω بمعنى حامل، وبذلك يكون المعنى تقريبياً «حامل الضوء».[3] استُخدِم اسم فوسفوروس في الأساطير اليونانية لتجسيد نجمة الصباح، وذلك بشكلٍ مماثلٍ لاستخدام هسبيروس لتجسيد نجمة المساء.

الاكتشاف [عدل]

صورة تمثيلية لمكتشف الفوسفور هينيغ براند

كان عنصر الفوسفور أوّل العناصر الكيميائية المكتشفة في العصر الحديث؛ ويُنسَب الاكتشاف إلى الألماني هينيغ براند سنة 1669، رغم وجود الاعتقاد أنّ العنصر يمكن أن يكون قد اكتُشِف من كيميائيين آخرين في نفس تلك الفترة.[4] كان براند يعمل في مدينة هامبورغ، وكان يقوم ببعض التجارب على البول وذلك بهدف الحصول على حجر الفلاسفة؛ إلا أنه لك يكن يعلم حينئذٍ أنّ البول يحوي طبيعياً على الفوسفور على هيئة فوسفات منحلّة نتيجةً لعمليات الاستقلاب؛[3] بالتالي، وبتلك العملية حصل براند على مادّة بيضاء توهّجت في الظلمة واحترقت بشكلٍ خلّاب؛ فأسماها « phosphorus mirabilis»، والتي تعني تقريباً حاملة الضوء المعجزة.[5] تضمّنت طريقة براند

ساهم روبرت بويل في إماطة اللثام عن طريقة اكتشاف الفوسفور

ترك البول لعدّة أيّام إلى أن أصدرَ رائحةً كريهةً جدّاً، ثم قام بغليه حتّى تحوّل إلى قوامٍ هلاميٍّ، ثم قام بتسخين هذا الهلام إلى درجات حرارة مرتفعة وقام بتمرير الأبخرة في الماء. بذلك استحصل براند على المادّة الشمعية البيضاء، والتي هي عنصر الفوسفور بالنهاية. وفق المعطيات العلمية الحديثة يمكن تفسير أن براند كان قد استخلص مركّب «فوسفات الصوديوم والأمونيوم الهيدروجينية» $(NH_4)NaHPO_4$. وإذا كانت الكمّيّات الموصوفة صحيحة فقد تطلّب منه تقطير حوالي 1100 ليتر من البول للحصول على 60 غرام من الفوسفور، على الرغم من أنّ البيانات الحديثة بَيّنت أنّ البول يحوي على نسبة مقاربة من هذا المركّب، إلّا أنّه لم يكن من الضروري ترك البول ليتعفّن.[6]

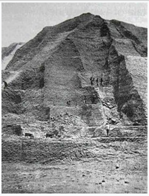
تكتّمَ براند في البداية على هذه الطريقة، ولم يَبُحْ بها لأحد؛[7] إلّا أنّه باع الوصفة فيما بعد بمبلغ 200 تالر إلى شخص يدعى يوهان دانييل كرافت [ملاحظة 2] من مدينة دريسدن الألمانية،[3] والذي تمكّن وفقها من الحصول على الفوسفور أيضاً، فطاف بها أرجاء أوروبا متأمّلاً كسبَ بعض المال. تسرّبت أنباء أنّ هذه الطريقة تستخدم البول مادّةً أوّليةً إلى أسماع عدّة علماء في تلك الفترة، منهم يوهانس كونكل في السويد (سنة 1678) ولاحقاً روبرت بويل في إنجلترا (سنة 1680)، والذي تمكّن من الحصول على الفوسفور بهذا الأسلوب، وغالباً بمعاونة من مساعده أمبروس غودفراي-هانكفيتز [ملاحظة 3]، إذ أن الأخير بدأ بمشروع صناعي للحصول على الفوسفور بناءً على هذا الأسلوب. قام بويل بنشر هذا الاكتشاف؛[3] ثم قام لاحقاً بتطوير طريقة براند الأصلية عن طريق استخدام الرمل بالإضافة إلى الفحم.

$$4\,NaPO_3 + 2\,SiO_2 + 10\,C \longrightarrow 2\,Na_2SiO_3 + 10\,CO + P_4$$

كان بويل أيضاً أوّل من استخدم الفوسفور لإيقاد عيدان خشبية على رأسها قطع من الكبريت سنة 1680، وذلك بأسلوب كان رائداً في تطوير صناعة عيدان الثقاب.[8] بسبب التلقائية الكبيرة للاشتعال عند تعريضه للهواء كان يطلق على الفوسفور أحياناً «عنصر الشيطان».[9]

في سنة 1769 بيّنَ يوهان غوتليب غان وكارل فلهلم شيله أنّ فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ يوجد في العظام، وتمكّنا من الحصول على الفوسفور من رماد العظام. بعد ذلك قام أنطوان لافوازييه بإدراج الفوسفور ضمن لائحة العناصر الكيميائية التي وضعها سنة 1777.[10] اكتشفت متآصلات الفوسفور الأخرى في القرن التاسع عشر؛ فتمكّن أنتون شروتر سنة 1847 من وصف الفوسفور الأحمر؛[11] أمّا الفوسفور البنفسجي فتمكّن يوهان فيلهلم هيتورف من استحصاله أوّل مرّة سنة 1865؛[12] في حين قام بيرسي ويليامز بريجمان باستحصال الفوسفور الأسود أوّل مرّة سنة 1914.[12]

تاريخ الإنتاج [عدل]


تعدين ذرق الطائر من جزر تشينشا في القرن التاسع عشر.

كان رماد العظام مصدراً رئيسياً للفوسفور حتى أواسط القرن التاسع عشر،[13] وكانت الطريقة تعتمد على تحميص العظام، ثمّ بوضعها داخل معوّجات فخّارية ضمن أفران آجرّية ساخنة جدّاً بهدف التخلّص من منتجات الفوسفور السامّة.[14] بشكلٍ آخر، كانت العظام تعالج بالأحماض القويّة المركّزة؛ ثم تسخّن مع الرمل والفحم في معوّجات بهدف تقطير الفوسفات المترسّبة للحصول على الفوسفور؛[15] في حين أنّ الغازات المستحصلة وفق تلك العملية، مثل أحادي أكسيد الكربون، كانت تحرق في المداخن.

منذ أواسط القرن التاسع عشر جرى التركيز على مصدرٍ جديدٍ للفوسفور وهو الاستحصال من ذرق الطيور في الجزر الاستوائية في أمريكا الجنوبية، ممّا ولّد صراعات سياسية جديدة في ذلك الحين، تمثلت بإصدار قانون جزر غوانو في الولايات المتّحدة، واندلاع حرب جزر تشينتشا بين إسبانيا ومستعمراتها السابقة في أمريكا الجنوبية. كان الحصول على الفوسفات من هذا المصدر مهمّاً من أجل تحضير الأسمدة منذ النصف الثاني للقرن التاسع عشر.[16] في نفس تلك الفترة جرى اكتشاف صخر الفوسفات (الفوسفوريت) الحاوي على فوسفات الكالسيوم، كما تزامن الاكتشاف مع تطوير جيمس ريدمان [ملاحظة 4] لنوعٍ خاصٍّ من فرن القوس الكهربائي للحصول على الفوسفور من هذه الخامة سنة 1888؛[17] وبذلك تحوّلت الجهود للحصول على عنصر الفوسفور من تسخين رماد العظام إلى الإنتاج من صخر الفوسفات بأفران القوس الكهربائية؛[18][19] خاصّةً بعد أن نضبت مصادر الحصول على الفوسفات من مصادر عضوية، وأصبح الإنتاج غير مجدٍ اقتصادياً.[17]

جرى التفكير باستخدام الفوسفور في صناعة الأسلحة بعد التمكّن من الحصول على هذا العنصر بكمّيّات جيّدة وفق هذه الطريقة الحديثة.[20][21] ففي الحرب العالمية الأولى استُخدِم الفوسفور في صناعة القنابل الحارقة وفي إصدار الستار الدخاني وكذلك في صناعة الطلقات الخطّاطة.[21] أمّا في الحرب العالمية الثانية فاستُخدِم الفوسفور في تحضير الزجاجات الحارقة، كما توسّع استخدام القنابل الفوسفورية الحارقة بشكل أكبر من ذي قبل، خاصّةً أنّه من الصعب إطفاؤها.[22] استُخدِم الفوسفور الأبيض في البداية في صناعة أعواد الثقاب، وكان ذاك أمراً خطيراً ترافق مع وقوع عدّة حوادث؛[20] مثل حدوث نخر لعظام الفكّ لدى العمال [ملاحظة 5]. بعد اكتشاف طريقة آمنة لتصنيع أعواد الثقاب من الفوسفور الأحمر جرى الحثّ على تطبيقها على نطاق صناعي.[23]

تزايد الإنتاج بعد الحرب العالمية الثانية، ولا يزال الإنتاج متزايداً بشكل مطّرد، إذ لم يتمّ الوصول إلى ذروة الفوسفور بعد؛ خاصّةً أنّ صخر الفوسفات لا يزال مادّةً أساسيةً في صناعة الأسمدة، حيث يعالج مع حمض الكبريتيك للحصول على منتجات سوبر فوسفات المختلفة.

الوفرة الطبيعية [عدل]

يُنتَج الفوسفور في المستعرات العظمى في عمليات التخليق النووي داخلها؛ ووُجِدَ أنّ نسبة الفوسفور إلى الحديد في بقايا المستعرات العظمى أعلى بحوالي 100 مرة ممّا هو في أجرام درب التبانة على العموم.[24]

يصل تركيز الفوسفور في القشرة الأرضية إلى 0.09%،[25] أي حوالي 1 غرام لكل كيلوغرام؛ وهو لا يوجد بشكله الحرّ في الطبيعة، إنّما مرتبطاً في الغالب مع الأكسجين في عدّة معادن على شكل فوسفات.[26] يعدّ صخر الفوسفات اللاعضوي المصدر الأساسي للإنتاج العالمي من الفوسفور، وهو يتكوّن بشكلٍ أساسي من الأباتيت $Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$ (شكل من أشكال فوسفات الكالسيوم). توجد معادن أخرى للفوسفات، ولكن بوفرةٍ أقلّ، مثل الويفيليت $Al_3(PO_4)_2(OH)_3{\cdot}5H_2O$ والفيفيانيت $Fe_3(PO_4)_2{\cdot}8H_2O$. ينتشر صخر الفوسفات بشكلٍ واسعٍ في المنطقة العربية، وذلك في دول شمال أفريقيا[27] وفي بلاد الشام؛ كما ينتشر في عدّة مناطق أخرى من العالم مثل الولايات المتحدة والصين وجنوب أفريقيا وغيرها.[28]

يحوي ذرق الطيور البحرية على كمّيات جيّدة نسبياً من الفوسفات العضوي بنسبةٍ تصل إلى حوالي 40%.[29] كانت توضّعات الغوانو كبيرةً نسبياً في منتصف القرن التاسع عشر، خاصّةً في الجزر الاستوائية، حيث جرى الاتّجارُ بها مصدراً للفوسفات قبل اكتشاف المصدر اللاعضوي من صخر الفوسفات.[17] كما توجد أيضاً نسبة من الفوسفات في الحمأة وفي الحتات.[30]

الإنتاج [عدل]

مقالة مفصلة: ذروة الفوسفور

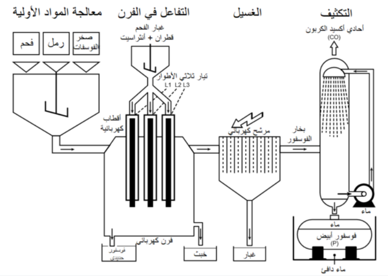
تعدين الفوسفات في ناورو.

يُستحصَل على الفوسفور انطلاقاً من صخر الفوسفات، والذي يُحوَّل إلى حمض الفوسفوريك إمّا بمعالجة معادن الفوسفات مع حمض الكبريتيك، أو بالاختزال أوّلاً إلى الفوسفور الأبيض ثم بالتحويل إلى حمض الفوسفوريك. بعد ذلك وانطلاقاً من حمض الفوسفوريك يمكن الحصول على أملاح الفوسفات المختلفة ذات الأهمّية في صناعات عدّة منها تحضير الأسمدة، خاصّةً مع ازدياد الطلب على الأسمدة عالمياً؛[27] ومع وجود منافسة حادّة بين عدّة دول من العالم في إنتاج حمض الفوسفوريك النقي.[31] قدّرت هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية الإنتاج العالمي من الفوسفات بحوالي 261 مليون طن سنة 2016؛[32] والاحتياطي العالمي من هذه الخامة سنة 2017 بحوالي 68 مليار طن. هناك عدّة تقديرات وتخمينات متباينة فيما يخصّ الاحتياطي العالمي وزمن الوصول المحتمل إلى ذروة الفوسفور.[33][34][35][27][36]

لاستحصال الفوسفور الأبيض صناعياً يسخَّن صخر الفوسفات إلى درجات حرارة تتراوح بين 1200-1500 °س في نوع خاص من فرن القوس الكهربائي (فرن قوس كهربائي مغمور [ملاحظة 6]) مع الرمل وفحم الكوك؛[37] ثم تعالَج أبخرة الفوسفور وتُكثَّف على الفور تحت الماء لمنع الأكسدة، ولكن رغم ذلك فإنّ الفوسفور الأبيض يتحوّل إلى الشكل المتآصل الآخر من الفوسفور الأحمر الأكثر ثباتية.

$$4\,Ca_5(PO_4)_3F + 18\,SiO_2 + 30\,C \longrightarrow 3\,P_4 + 30\,CO + 18\,CaSiO_3 + 2\,CaF_2$$

تتضمّن المنتجات الثانوية لهذه العملية الحصول على سيليكات الكالسيوم وذلك على شكل خبث، والذي يمكن أن يكون مفيداً ضمن مواد البناء؛ في حين أنّ فلوريد الكالسيوم يمكن أن يستخدم في فلورة الماء. عند وجود الحديد في الخامة يرتبط مع الفوسفور للحصول على ما يعرف باسم الفوسفور الحديدي.



عملية إنتاج الفوسفور من صخر الفوسفات بفرن القوس الكهربائي المغمور

يمكن التعديل على شروط العملية بجعل درجة الحرارة حوالي 1500 °س:[38]

$$2\,Ca_3(PO_4)_2 + 6\,SiO_2 + 10\,C \longrightarrow 6\,CaSiO_3 + 10\,CO + P_4$$

في الماضي كان رماد العظام يستخدم في الحصول على الفوسفور، حيث يُحوَّل فوسفات ثلاثي الكالسيوم إلى فوسفات أحادي الكالسيوم بالمعالجة مع حمض الكبريتيك:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\,CaSO_4$$

ثمّ بإجراء تفاعل نزع ماء (بلمهة) للحصول على مركّب ميتافوسفات الموافق:

$$Ca(H_2PO_4)_2 \longrightarrow Ca(PO_3)_2 + 2\,H_2O$$

والذي يدوره يُحرَق مع الفحم للحصول على الفوسفور الأبيض.

$$3\,Ca(PO_3)_2 + 10\,C \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 10\,CO + P_4$$

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الفسفور

هناك ثلاثٌ وعشرون نظيراً معروفاً للفوسفور،[39] تتراوح كتلها الذرّية من ^{25}P إلى ^{47}P؛[40] رغم أنّ النظير فوسفور-31 ^{31}P هو الوحيد المستقرّ بينها بوفرةٍ طبيعية مقدارها 100%، لذلك يعدّ الفوسفور عنصراً أحادي النظير.

بسبب وفرته الطبيعية الكبيرة، ولكون اللَّفّ المغزلي للفوسفور-31 ذي مقدارٌ كسري، لذلك يستخدم هذا النظير في نوعٍ خاصٍ من مطيافية الرنين المغناطيسي النووي [ملاحظة 7]، والتي تعدّ ذات أهمية في التحليل الكيميائي للعيّنات الحاوية على الفوسفور في تركيبها.

للفوسفور نظيرَين مشعَّين، واللّذَين يمكن استخدامَهما في التجارب النووية الحيوية، نظراً لأنّ عمر النصف لديهما كبير بالشكل الكافي؛ وهما:

- النظير ^{32}P، وهو مصدر لجسيمات بيتا (طاقة مقدارها 1.71 ميغا إلكترون-فولت (MeV)، وله عمر نصف مقداره 14.3 يوم، بالتالي فهو صالح لأن يستخدم بشكل متداول في مختبرات العلوم الحيوية، وذلك بشكل رئيسي في عمليات الوسم الإشعاعي لجزيئات DNA وRNA على مسبار التهجين والكشف عنه بواسطة بصورة إشعاعية ذاتية.
- النظير ^{33}P، وهو مصدر لجسيمات بيتّا أيضاً (طاقة مقدارها 0.25 ميغا إلكترون-فولت (MeV)، وله عمر نصف مقداره 25.4 يوم، ويستخدم في التطبيقات التي عندما يكون فيها مقدار الطاقة المنبعثة منخفضاً أمراً ذي أفضلية، مثل تجارب تسلسل الحمض النووي.

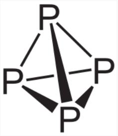
ينبغي اتّباع إجراءات السلامة والصحّة المهنية عند التعامل مع نظائر الفوسفور المشعّة.[41]

الخواص الفيزيائية [عدل]

يوجد الفوسفور في الطبيعة على أربع أشكال (متآصلات) رئيسية، وهي الفوسفور الأبيض والأحمر والبنفسجي والأسود. تختلف البنية البلورية، ممّا ينتج عنه اختلاف كبير في الخواص على العموم.[42][43] يُستحصَل على الفوسفور بشكله الأبيض، ومنه يمكن التحويل إلى الأشكال المتبقيّة فيما بينها عن طريق تطبيق ضغوط ودرجات حرارة مرتفعة. يعدّ الفوسفور الأسود أكثر أشكال هذا العنصر استقراراً، ويستحصل عليه من تطبيق ضغوط مرتفعة على الفوسفور الأبيض؛ في حين تكون الأشكال الأخرى شبه مستقرّة بسبب انخفاض سرعة التحوّل الكيميائي. من الفوسفور الأبيض يُستحصَل على الفوسفور الأحمر بالتسخين بمعزل عن الأكسجين؛[44] وبدوره عند تسخين الفوسفور الأحمر يُستحصَل على الفوسفور البنفسجي.

الأشكال المختلفة [عدل]

مقالة مفصلة: تآصل الفوسفور



بنية الفوسفور الأبيض

الفوسفور الأبيض

وهو أوّل الأشكال اكتشافاً وأكثرها شهرةً بين متآصلات الفوسفور. يوجد الفوسفور الأبيض في الشروط القياسية على شكل صلب شمعي طريّ، وتتألّف بنيته الكيميائية من جزيء رباعي الفوسفور P_4، تتوضّع فيه الذرّات على رؤوس رباعي سطوح، وترتبط الذرات فيما بينها برابطة أحادية. يمكن أن يوجد جزيء رباعي الفوسفور في الحالة السائلة والغازية عند درجات حرارة أعلى من 800°س، حيث يبدأ حينها بالتفكّك إلى جزيء ثنائي الفوسفور P_2.[45] توجد البنية البلورية للفوسفور الأبيض على هيئتَين؛ الأولى هي الهيئة ألفا (α)، وهي الحالة القياسية للعنصر، إلّا أنّها شبه مستقرّة تحت الشروط القياسية؛[46] وهي تتبع النظام البلوري المكعّب مركزي الجسم، وتتحوّل بشكل عكوس إلى الهيئة بيتّا (β) عند الدرجة 195.2 كلفن (−78.0 °س)، وهي تتبع النظام البلّوري السداسي.[47] يختلف هذان الشكلان عن بعضهما في التوجّه النسبي لرباعيات السطوح P_4 في البنية البلّورية.[48][49]

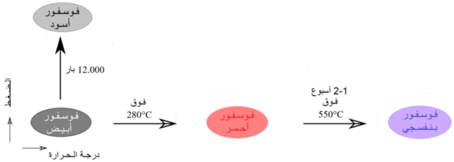
إنّ الفوسفور الأبيض هو الشكل الأقلّ كثافةً والأقلّ استقراراً، والأكثر تفاعليةً وأكثر تطايريةً. يتحوّل الفوسفور الأبيض إلى الشكل الأحمر ببطء، ولذلك تبدو عيّنات الفوسفور الأبيض صفراء في بعض الأحيان، بسبب احتوائها على نسبة من الفوسفور الأحمر؛[50] ويمكن تسريع ذاك التحوّل بأثرٍ من الضوء والحرارة.

ثنائي الفوسفور

الرابطة في ثنائي الفوسفور

يعطي التفكّك الحراري للفوسفور الأبيض P_4 عند حوالي 800°س جزيء ثنائي الفوسفور P_2، وهو يوجد في الحالة الغازية فقط، وهو غير مستقرّ. يتألّف الجزيء من ذرّتي فوسفور ترتبطان مع بعضهما البعض برابطة ثلاثية على غرار جزيء النتروجين N_2. كما يمكن الحصول عليه على شكل مركّب وسطي قصير العمر في المحلول عن طريق التفكّك الحراري لمركّبات الفوسفور العضوي.[51] عند درجات حرارة أعلى يتفكّك P_2 إلى الفوسفور الذرّي P.[22][52][ملاحظة 8]

الفوسفور الأحمر



ما يميّز الفوسفور الأحمر عن الأبيض هو وجود بنية بوليميرية، يمكن النظر إليها أنّها مشتقّة من P_4، حيث تنفصم رابطة P-P واحدة، وتنشأ روابط جديدة مع رباعي وجوه مجاور، ممّا يؤدّي إلى الحصول على بنية شبه متسلسلة. يُستحصَل على الفوسفور الأحمر بتسخين الشكل الأبيض إلى درجات حرارة تفوق 250 °س، أو بتعريض الفوسفور الأبيض إلى ضوء الشمس بمعزل عن أكسجين الهواء.[3] يكون الشكل الأحمر إبّان التشكّل مادّةً لابلّورية، والتي تتحوّل إلى شكل متبلور مع استمرار التسخين؛ بالتالي فإنّ الشكل الأحمر هو شكل وسطي بين الفوسفور الأبيض والفوسفور البنفسجي. يكون الفوسفور الأحمر المحضّر حديثاً ذا تفاعلية كيميائية جيّدة ويشتعل عند حوالي الدرجة 300 °س؛[53] لكنّه يبقى أكثر استقراراً من الفوسفور الأبيض.[54] يؤدّي التخزين أو التعرّض المطوّل للحرارة إلى دكون لونه (الفوسفور البنفسجي)، بحيث يصبح الناتج الحاصل أكثر استقراراً ولا يشتعل تلقائياً عند التماس مع الهواء.[55]

الفوسفور البنفسجي

وهو شكل أكثر استقراراً للفوسفور من الشكلين الأبيض والأحمر، ويُستحصَل عليه من الفوسفور الأحمر بالتعرّض المطوّل للحرارة فوق الدرجة 550 °س.[56] يطلق على هذا الشكل أحياناً اسم «فوسفور هيتورف»، نسبةً إلى مكتشفه يوهان فيلهلم هيتورف.[57]

الفوسفور الأسود

يعدّ الفوسفور الأسود أكثر أشكال الفوسفور استقراراً من الناحية الديناميكية الحرارية، وأقلّها تفاعليةً من الناحية الكيميائية، وله بنية تشبه بنية الغرافيت.[58][59] يُستحصَل على هذا الشكل بتسخين الفوسفور الأبيض تحت ضغوط مرتفعة جدّاً؛[60] كما يمكن أن يُستحصَل عليه بطرقٍ أقلّ مشقّةً من الناحية التقنية.[61][62][63]

يشبه الفوسفور الأسود إلى حدٍّ ما الغرافيت بشكله وببنيته وبخواصه، حيث أنّه يوجد على شكل قشورٍ سوداء، وله بنية شبه مستوية، وهو موصل للكهرباء.[64]

خواص بعض متآصلات الفوسفور[43][57]

الشكل	أبيض(α)	أبيض(β)	بنفسجي	أسود
البنية البلورية	نظام بلوري مكعّب مركزي الجسم	نظام بلوري ثلاثي الميل	نظام بلوري أحادي الميل	نظام بلوري معيني قائم
رمز بيرسون		aP24	mP84	oS8
زمرة فراغية	$I\bar{4}3m$	$P\bar{1}$ No.2	P2/c No.13	Cmca No.64
الكثافة (غ/سم^3)	1.828	1.88	2.36	2.69
فجوة النطاق (إلكترون فولت)	2.1		1.5	0.34
قرينة الانكسار	1.8244		2.6	2.4

الضيائية الكيميائية [عدل]

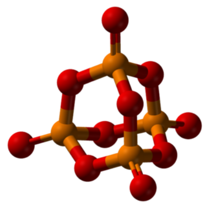
لوحظ عند عزل الفوسفور الأبيض انبعاث وميضٍ أخضرٍ خافتٍ منه عندما يكون موضوعاً في إناء، ثم ما يلبث أن يتوقّف؛ وحاول روبرت بويل تفسير ذلك في ضوء المعارف المتداولة آنذاك. في القرن الثامن عشر وجد أنّ الفوسفور لا يصدر هذا الضياء بالمرّة في وسطٍ من الأكسجين النقي؛[65] إذ أنّ هذا الضياء يصدر ضمن مجالٍ محدّدٍ من الضغط الجزئي للأكسجين؛ كما يحدث ضمن مجال معيّنٍ من درجات الحرارة.[66]

جرى تفسير هذه الظاهرة علمياً سنة 1974؛[20][67] إذ يحدث التفاعل مع الأكسجين على سطح الفوسفور الصلب، حيث تتشكّل جزيئات قصيرة

العمر من HPO و P_2O_2، والتي تكون مسؤولةً عن إصدار الضوء المرئي في العيّنة. هذا التفاعل بطيء، ويكفي فيه وجود عدد قليل من تلك المركّبات الوسطية النشيطة لإصدار هذه الظاهرة الضيائية.

منذ اكتشاف عنصر الفوسفور كان يطلق بشكلٍ غير مضبوطٍ على مادّة تصدر الضياء من غير حدوث اشتعالٍ أنّها مادّة فسفورية أو متفسفرة. ورغم أنّ تلك المصطلحات مشتقّة من لفظ الفوسفور، إلّا أنّه من المعروف حالياً أنّ الظاهرة المسؤولة عن ضياء الفوسفور هي الضيائية الكيميائية (إصدارُ ضياءٍ نتيجةَ تفاعلٍ كيميائي داخلي) وليست الفسفورية (إعادةُ إصدارِ الضوء نتيجةً لحدوث حالةٍ مثارةٍ للمادّة من مؤثّرٍ خارجي).[6]

الخواص الكيميائية [عدل]


تمثيل للبنية الفراغية لمركّبي P_4O_{10} و P_4S_{10}.

الفوسفور الأبيض هو أكثر أشكال الفوسفور نشاطاً من الناحية الكيميائية؛ فهو ذو قابلية مرتفعة للاشتعال وبشكلٍ تلقائي عند التماس مع الهواء، ولأبخرة الفوسفور الأبيض الناتجة عن احتراقه رائحة مميّزة تشبه رائحة الثوم؛ وغالباً ما تغطّى العيّنات منه بمركّب خماسي أكسيد الفوسفور أبيض اللون. عند حوالي الدرجة 50 °س يحترق بالكامل إلى خماسي أكسيد الفوسفور P_4O_{10}، لذلك تُحفَظ عيّنات الفوسفور الأبيض تحت الماء.

$$P_4 + 5\,O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

لمركّب خماسي أكسيد الفوسفور قابلية استرطاب مرتفعة، لذلك عند احتراق الفوسفور بالهواء الرطب تتشكّل أبخرة من حمض الفوسفوريك. لا يذوب الفوسفور الأبيض في الماء، لكنّه ينحلّ في ثنائي كبريتيد الكربون؛[22] ويؤدّي تبخير محاليل الفوسفور الأبيض إلى الحصول على شكل أحمر قانئ.[57]

يتفاعل الفوسفور بشكلٍ عنيف وناشرٍ للحرارة مع الهالوجينات والفلزّات النشيطة والكبريت، حيث تتشكّل الهاليدات والفوسفيدات والكبريتيدات الموافقة، على الترتيب. يتأثر من المحاليل القلويّة المركّزة عند درجات حرارة مرتفعة يتحوّل الفوسفور إلى مركّبات الفوسفانات المختلفة. للفوسفور ألفة كيميائية تجاه الأكسجين، بالتالي فله خواصّ مختزِلة، فهو قادرٌ على سبيل المثال عند اختزال ذرّة الكبريت عند تسخين حمض الكبريتيك مع الفوسفور إلى ثنائي أكسيد الكبريت.

المركّبات الكيميائية [عدل]

الفوسفور عنصرٌ نشيط كيميائياً، ويشكّل العديد من المركّبات الكيميائية التساهمية مع اللافلزّات. كما يتفاعل مع الفلزّات لتشكيل الفوسفيدات الموافقة. هناك عدّة حالات أكسدة مختلفة للفوسفور، وهي تقع بين ‎-3 و ‎+5؛ أمّا العدد التناسقي للفوسفور فيقع بين 1 و 6، وغالباً ما يكون إمّا 3 أو 4. كان يعتقد في البداية أنّ الفوسفور الخماسي يُشرك مدارات d في تشكيل الروابط الجزيئية، إلّا أنّ النَمْذَجة الحاسوبية وفق نظرية المدارات الجزيئية بيّنت أنّ الترابط الكيميائي يتضمّن مدارات s و p فقط.[68] إنّ أكثر مركّبات الفوسفور انتشاراً هي مركّبات الفوسفات بسبب الحالة المستقرّة لها، ولذلك تدخل في تركيب معادن الفوسفات في القشرة الأرضية.

مع الهيدروجين [عدل]

يطلق على مركّبات الفوسفور الثلاثي مع عنصر الهيدروجين اسم الفوسفانات؛ وأبسط هذه المركّبات هو الفوسفان PH_3 (والذي يعرف أيضاً باسمه الشائع فوسفين) وكذلك ثنائي P_2H_4 وثلاثي الفوسفان P_3H_5.

يمكن لذرّات الهيدروجين في الفوسفانات أن تستبدل بمجموعات عضوية، ليتمّ الحصول على مركّب فوسفور عضوي كما هو الحال في مركّب ثلاثي فينيل الفوسفين؛ ويجب أن يكون الارتباط حينها مباشراً بين الفوسفور والكربون برابطة P-C؛ إذ أنّ الترابط عبر ذرّات الأكسجين P-O-C يعطي مجموعة أخرى من المركّبات، والتي تدعى إسترات الفوسفيت (أو الفوسفيتات العضوية).

مع الفلزّات [عدل]

تتشكّل مجموعة من المركّبات تسمّى الفوسفيدات الحاوية على أنيون الفوسفيد P^{-3} عند تفاعل الفوسفور الأحمر مع بعض الفلزّات، خاصّةً النشيطة كيميائياً، مثل الفلزّات القلوية والفلزّات القلوية الترابية. عند تفاعل الفوسفيدات مع الماء (تفاعل حلمهة) ينطلق غاز الفوسفين؛ كما هو الحال في مركّب فوسفيد الكالسيوم Ca_3P_2. تكون حالة أكسدة الفوسفور في الفوسفيدات ‎-3.

هناك طيفٌ واسعٌ من الفوسفيدات ذات التطبيقات الصناعية،[22] كما توجد فوسفيدات طبيعية غنيّة بالفلزّات، مثل معدن الشرايبرسيت الموجود في بنية بعض النيازك.

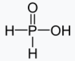
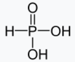
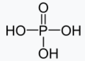
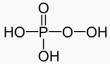
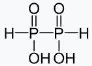
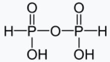
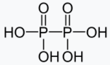
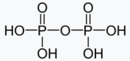
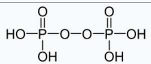
الأكاسيد [عدل]

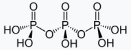
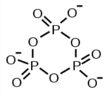
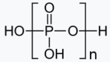
يشكّل الفوسفور مع الأكسجين العديد من الأكاسيد، نظراً لإمكانية وجود الفوسفور بعدّة حالات أكسدة مختلفة، ويكون الترابط الكيميائي في تلك الأكاسيد بين الفوسفور والأكسجين إمّا على شكل رابطة أحادية أو رابطة ثنائية أو على شكل روابط جسرية P-O-P لها هيكل الأدامانتان. من هذه الأكاسيد:

- ثلاثي أكسيد الفوسفور P_4O_6 (أكسيد الفوسفور الثلاثي)، ويوجد على شكل مركّب أبيض طريّ، ذي سمّية مرتفعة ونشاط كيميائي كبير، وهو يتأكسد بسرعة إلى خماسي أكسيد الفوسفور.
- رباعي أكسيد ثنائي الفوسفور P_2O_4 وهو أكسيد مختلط للفوسفور في حالتي الأكسدة +3 و +4، ولذلك يسمّى أيضاً أكسيد الفوسفور الثلاثي والرباعي، ويُستحصَل عليه بالأكسدة الجزئية لثلاثي أكسيد الفوسفور في وسط عضوي من رباعي كلوريد الكربون.
- خماسي أكسيد الفوسفور P_4O_{10} (أكسيد الفوسفور الخماسي)، وهو أكثر أكاسيد الفوسفور انتشاراً وشهرةً، ويتميّز بخواصّه الاسترطابية المرتفعة، لذلك يصلح استخدامه ضمن المواد المجفّفة. يمكن اعتبار P_4O_{10} من الناحية الكيميائية أنه أنهيدريد (بلا ماء) حمض الفوسفوريك.

الأحماض الأكسجينية [عدل]

يشكّل الفوسفور العديد من الأحماض الأكسجينية ذات الأهمّيّة التطبيقية. ما يميّز تلك الأحماض هو التفاوت في بنيتها وفي حالات أكسدة الفوسفور فيها، وفي عدد البروتونات فيها والتي تحدد الوظيفة الحمضية، إذ يمكن للبعض منها أن تحوي ذرّات هيدروجين غير قابلة للتأيّن، أي أنها غير قادرة على تشكيل بروتونات.[22] كما يمكن التمييز بين أحماض الفوسفور الأكسجينية حسب عدد ذرّات الفوسفور فيها بين الأحادية والثنائية والمتعدّدة.

حالة أكسدة الفوسفور	البنية الجزيئية	اسم الحمض	عدد البروتونات الأعظمي	اسم الملح الموافق
أحماض الفوسفور الأحادية				
+I		حمض الهيبوفوسفوروز	1	هيبوفوسفيت / فوسفينات (مشتقّات عضوية)
+III		حمض الفوسفوروز	2	فوسفيت / فوسفونات (مشتقّات عضوية)
+V		حمض الفوسفوريك	3	فوسفات فوسفات عضوي (مشتقّات عضوية)
+V		حمض بيروكسي أحادي الفوسفوريك	3	بيروكسي أحادي فوسفات
أحماض الفوسفور الثنائية				
+II		حمض هيبو ثنائي الفوسفوروز	2	هيبو ثنائي فوسفيت
+III		حمض ثنائي الفوسفوروز	2	ثنائي فوسفيت
+IV		حمض الهيبوفوسفوريك (حمض هيبو ثنائي الفوسفوريك)	4	هيبوفوسفات (هيبو ثنائي فوسفات)
+V		حمض البيروفوسفوريك (حمض ثنائي الفوسفوريك)	4	بيروفوسفات (ثنائي فوسفات)
+V		حمض بيروكسي ثنائي الفوسفوريك	4	بيروكسي ثنائي فوسفات
أحماض الفوسفور المتعدّدة				

V+		حمض ثلاثي الفوسفوريك	5	ثلاثي فوسفات
V+		أحماض ميتا الفوسفوريك	n (n=3,4,6)	ميتافوسفات
V+		أحماض متعدد الفوسفوريك (بولي فوسفوريك)	n+2 (n=1-6)	متعدد فوسفات (بولي فوسفات)

لأملاح الأحماض الأكسجينية تطبيقات مهمّة وهي واسعة الانتشار، وأشهرها الفوسفات، وهي القاعدة المرافقة لحمض الفوسفوريك. لهذا الأنيون بنية على شكل رباعي سطوح PO_4^{-3}.[69] تميل الفوسفات إلى تشكيل حلقات وسلاسل حاوية على جسور أكسجينية على الشكل P-O-P، كما هو الحال في حمض ثلاثي الفوسفوريك وملح ثلاثي فوسفات الصوديوم $Na_5P_3O_{10}$. يمكن الحصول على مشتقّات كبريتية لأحماض الفوسفور الأكسجينية، مثل حمض الثيوفوسفوريك، وتسمّى أملاحه ثيوفوسفات.

الهاليدات [عدل]

خماسي كلوريد الفوسفور

يستطيع الفوسفور تشكيل العديد من الهاليدات المختلفة حسب حالة الأكسدة، وذلك من الأنماط P_2X_4 أو PX_3 أو PX_5. بالنسبة لهاليدات الفوسفور تكون مركّبات الفلوريد غازية، أمّا الكلوريد فهي سائلة أو صلبة، في حين تكون مركّبات البروميد واليوديد صلبة. تتميّز هاليدات الفوسفور أنها سامّة، وهي حسّاسة للحلمهة وينبغي عند تخزينها حمايتها من الرطوبة الجوية. يكون لهاليدات الفوسفور الخماسي بنية جزيئية هرمية مزدوجة ثلاثية، خاصّة في الشكل المصهور أو في الحالة الغازية؛[22] وهي تصنّف كيميائياً ضمن أحماض لويس.

من الهاليدات المعروفة للفوسفور على اختلاف أشكالها كلّ من الفلوريدات (الثنائية P_2F_4 والثلاثية PF_3 والخماسية PF_5) والكلوريدات (الثنائية P_2Cl_4 والثلاثية PCl_3 والخماسية PCl_5) والبروميدات (الثنائية P_2Br_4 والثلاثية PBr_3 والخماسية PBr_5) واليوديدات (الثنائية P_2I_4 والثلاثية PI_3؛ في حين أنّ خماسي يوديد الفوسفور PI_5 مختلَفٌ على وجوده.[22])

كما توجد هاليدات مختلطة للفوسفور مع الأكسجين من النمط POX_3، والتي تسمّى هاليدات الفوسفوريل (مثل فلوريد POF_3 وكلوريد $POCl_3$ وبروميد الفوسفوريل $POBr_3$ بالإضافة إلى كلوريد ثنائي فلوريد الفوسفوريل POF_2Cl)؛ ومع الكبريت من النمط PSX_3، والتي تسمى هاليدات الثيوفوسفوريل (مثل فلوريد PSF_3 وكلوريد الثيوفوسفوريل $PSCl_3$ بالإضافة إلى كلوريد ثنائي فلوريد الثيوفوسفوريل $PSClF_2$).

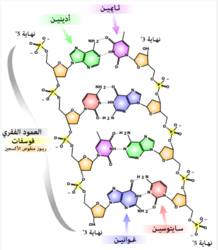
كانت هاليدات الفوسفور من أُولى هاليدات اللافلزات التي أجريت دراسات عليها، وذلك منذ القرن التاسع عشر، على يدِ باحثِين من أمثال لوي جوزيف غي لوساك وهمفري ديفي وبيير لوي دولون.

مركبات لاعضوية أخرى [عدل]

يشكّل الفوسفور مع الكبريت سلسلةً من الكبريتيدات التي تعتمد في بنيتها على وجود رباعي سطوح من P_4 تتوضّع فيه ذرّات الكبريت بشكلٍ موزَّع على الرؤوس أو بين الأضلاع. تتبع هذه الكبريتيدات الصيغة العامة P_4S_x (x = 3–10)، ويمكن استحصالها من تسخين الفوسفور الأحمر مع الكبريت بنسبٍ مختلفة. من الأمثلة عليها كلّ من خماسي كبريتيد الفوسفور P_4S_{10} وهو أشهرها، والذي له بنية مماثلة لبنية خماسي أكسيد الفوسفور P_4O_{10}؛[70] بالإضافة إلى ثلاثي كبريتيد رباعي الفوسفور P_4S_3. كما توجد أيضاً سلسلة من السيلينيدات المعروفة للفوسفور.

أمّا مع النتروجين فيشكّل الفوسفور مركّب خماسي نتريد ثلاثي الفوسفور P_3N_5، والذي يعطي عند تفكّكه الحراري فوق الدرجة 800 °س مركّب أحادي نتريد الفوسفور PN. يدخل الفوسفور في تركيب نتريدات مختلطة مع الهالوجينات، والتي تدخل في بنية شبكية لتشكّل ما يسمّى متعدّدات الفوسفازين (بولي فوسفازين). فعلى سبيل المثال، يستحصل على سلسلة من المركّبات ذات الصيغة $(PNCl_2)_n$، مثل المركب سداسي كلورو الفوسفازين، من معالجة خماسي كلوريد الفوسفور مع كلوريد الأمونيوم. من الممكن إدخال مجموعات ألكوكسيد بدلاً من ذرّات الكلور في هذه المركّبات، ممّا قد يفتح المجال للحصول على طائفة جديدة من البوليميرات ذات الخواص المميّزة.[71]

مركبات الفوسفور العضوية [عدل]



يدخل الفوسفور في تركيب الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين DNA (ذرّات الفوسفور معلّمة بالأصفر).

يتمّ التمييز في مركّبات الفوسفور العضوية بين المركّبات التي تحوي رابطة كيميائية بين ذرّات الفوسفور والكربون وبين التي لا تحويها. يندرج ضمن الصنف الأول عددٌ من المركّبات مثل مشتقّات الفوسفانات العضوية والفوسفينوكسيدات R_3PO وكذلك ألكيلات حمض الهيبوفوسفوروز $R_2PO(OH)$ وألكيلات حمض الفوسفوروز $R\text{-}PO(OH)_2$، بالإضافة إلى أملاح الفوسفونيوم المختلفة؛ أمّا الصنف الثاني فهو إسترات أحماض الهيبوفوسفوروز (الفوسفينات) والفوسفوروز (الفوسفونات). من الأمثلة على مركّبات الفوسفور العضوية كل من مشتقّات الفوسفين مثل ثلاثي ميثيل الفوسفين وثلاثي فينيل الفوسفين وثنائي كلورو فينيل الفوسفين؛ وكذلك المركّبات الحلقية غير المتجانسة مثل الفوسفول والفوسفورين؛ وكذلك مركّبات ثلاثي فينيل الفوسفيت وثلاثي فينيل الفوسفات، بالإضافة إلى الإيليدات الفوسفورلية التي لها دورٌ مهمّ في تفاعلات عضوية عدّة منها تفاعل فيتيغ.

تعدّ مركّبات الفوسفات العضوية ذات أهمّية في الكيمياء الحيوية؛ إذ توجد هذه المركّبات في العديد من المركّبات الكيميائية الحيوية الضرورية للحياة بما فيها الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (DNA) والحمض النووي الريبوزي (RNA)، بالإضافة إلى العوامل المرافقة (أو المتمّمة)، والتي لها دورٌ أساسي في استمرار الحياة. من الأمثلة المهمّة الأخرى كلّ من فوسفات الأدينوسين الأحادية (AMP) والثنائية (ADP) والثلاثية (ATP)؛ وكذلك فوسفات الغوانوسين الأحادية (GMP) والثنائية (GDP) والثلاثية (GTP)؛ بالإضافة إلى الدهون الفوسفورية (فوسفوليبيدات).

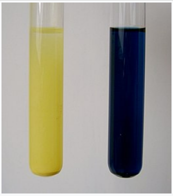
التحليل الكيميائي [عدل]

مطيافياً [عدل]

يمكن تحليل الفوسفور مطيافياً باستخدام نوع خاصّ من مطيافية الرنين المغناطيسي النووي (^{31}P-NMR)، والتي تعتمد على النظير فوسفور-31، نظراً لكونه النظير الوحيد المستقرّ للفوسفور والمتوفّر طبيعياً، كما أن له لف مغزلي مقداره 1/2. بالمقارنة مع مطيافية الرنين المغناطيسي النووي للبروتون ^{1}H-NMR فإنّ الحساسية النسبية تبلغ مقدار 6.6%؛ أمّا مجال الرنين فيصل إلى حوالي 700 جزء في المليون (ppm)؛ كما يمكن أن يستخدم حمض الفوسفوريك بتركيز 85% مادّةً معيارية قياسية.

يسهل نظرياً تحليل وتقييم الأطياف وفق هذه الطريقة التحليلية، خاصّةً عند فكّ الازدواج مع الهيدروجين، ممّا يؤدّي إلى الحصول على إشارات ذات استبانة طيفية جيدة. لكن على العموم تستخدم هذه التقنية لتعيين بنية مركّبات معروفة البنية؛ إذ أنّ إجراء القياسات على مركّبات مجهولة يترافق بصعوبات، خاصّةً مع ندرة وجود مجال طيفي معيّن لنوع محدّد من الارتباط.

تفاعلات الكشف [عدل]



تفاعل موليبدات الأمونيوم مع أيونات الفوسفات في وسط من حمض الكبريت (يسار)، يؤدّي إضافة حمض الأسكوربيك إلى مزيج التفاعل إلى الحصول على أزرق الموليبدنوم

يجري الكشف عن الفوسفور نوعاً وكمّياً بوسائل تقليدية عبر تحليل أنيون الفوسفات PO_4^{-3}.

يمكن الكشف عن أيونات الفوسفات باستخدام موليبدات الصوديوم في وسطٍ من حمض الكبريتيك، حيث يُستحصَل أوّلاً على محلول أصفر اللون من موليبدو فوسفات الصوديوم، والذي يتحوّل عند إضافة محلول من حمض الأسكوربيك على الساخن إلى الحصول على مركب «أزرق الموليبدنوم». يمكن استخدام موليبدات الأمونيوم أيضاً لهذا الغرض؛ حيث أنّ أنيون الموليبدات هو المسؤول عن التفاعل، حيث يخضع أوّلاً في الوسط المائي إلى تفاعل توازن داخلي:

$$\mathrm{Mo_7O_{24}^{6-} + 12\,H_2O \rightleftharpoons 7\,MoO_4^{2-} + 8\,H_3O^+}$$

بحيث يكون التفاعل مع أنيون الفوسفات على الشكل:

$$\mathrm{PO_4^{3-} + 12\,MoO_4^{2-} + 24\,H_3O^+ + 3\,NH_4^+ \rightleftharpoons (NH_4)_3[P(Mo_3O_{10})_4] + 36\,H_2O}$$

أمّا عند الوسط القاعدي من الأمونيا فتحدث عملية ترسيب للفوسفات بوجود أيونات المغنسيوم على شكل ملح مزدوج من فوسفات الأمونيوم والمغنسيوم:

$$\mathrm{PO_4^{3-}}_{(aq)} + \mathrm{Mg^{2+}}_{(aq)} + \mathrm{NH_4^+}_{(aq)} + \mathrm{OH^-}_{(aq)} \longrightarrow \mathrm{MgNH_4PO_4}\downarrow_{(s)} + \mathrm{OH^-}_{(aq)}$$

يمكن استخدام تفاعل الكشف لإجراء تحليل وزني للفوسفات، ومنه تحديد نسبة الفوسفور بإجراء الحسابات التناسبية. كما يمكن إجراء معايرة

حجمية للفوسفات بالترسيب بأيونات اللانثانوم La^{+3} أو بمحلول قياسي من البزموت Bi^{+3}؛ ثم بالمعايرة الرجعية باستخدام ثنائي أمين الإيثيلين رباعي حمض الأسيتيك (EDTA).

الدور الحيوي [عدل]

ينحصر الدور الحيوي للفوسفور في الجسم على شكل فوسفات لاعضوي، إذ أنّ أغلب مركّبات الفوسفور العضوية هي مركّبات سامّة. يدخل الفوسفور بشكله اللاعضوي على هيئة أيون فوسفات PO_4^{-3} في العديد من أشكال أنواع الحياة المعروفة؛[72] وقد يرمز أحياناً للفوسفات اللاعضوي بالرمز ("Pi") في سياق الحيوية الحيوية.[73] يلعب الفوسفات دوراً محورياً في هيكل جزيئات الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (DNA) والحمض النووي الريبوزي (RNA) الأساسية لعملية التكاثر وصنع البروتينات؛ وكذلك يدخل الفوسفات في تركيب أدينوسين ثلاثي الفوسفات (ATP)، الضروري لعمليّات نقل الطاقة الخلوية وكذلك من أجل عمليات الفسفرة الخلوية المهمّة داخل الخلايا. بالإضافة إلى ذلك، يدخل الفوسفور في تركيب الدهون الفوسفورية وهي مكوّنات مهمّة للأغشية الخلوية. تُشتَقّ الدهون الفوسفورية من الغليسرول، حيث تحل مجموعتا إستر من الأحماض الدهنية مكان مجموعتي هيدروكسيل فيه، في حين أنّ الثالثة تحلّ محلّها مجموعة فوسفات مرتبطة بكحول آخر.[74] من جهة أخرى، فإنّ لأملاح فوسفات الكالسيوم دوراً في المساعدة بتقوية وتدعيم مينا الأسنان والعظام.[22]

يحوي جسم إنسان بالغ وسطياً من الفوسفور ما مقداره 700 غرام؛ يكون حوالي 85–90% منه وزناً في العظام والأسنان على شكل أباتيت؛ أمّا الباقي فهو موجود في الأنسجة الطريّة والسوائل خارج الخلايا. تكون نسبة الفوسفور حوالي 0.5% وزناً عند الرضّع والأطفال، وتزداد لتصل إلى ما بين 0.65–1.1% وزناً عند البالغين. إنّ متوسط نسبة تركيز الفوسفور في الدم حوالي 0.4 غ/ل، وحوالي 70% منه على شكل عضوي في حين أنّ النسبة المتبقية من 30% هي فوسفات لاعضوي.[75] يستهلك ويطرح إنسان بالغ عند تناوله لوجبة غذائية صحّية حوالي 1-3 غرام من الفوسفور يومياً، حيث يكون الداخل منه على شكل فوسفات لاعضوي وجزيئات حيوية حاوية على الفوسفور مثل الأحماض النووية والدهون الفوسفورية، في حين أنّ المطروح يكون تقريباً بشكل حصري على هيئة أيونات الفوسفات.

توصف حركة الفوسفور خلال الغلاف الصخري والغلاف المائي والغلاف الحيوي بواسطة دورة الفوسفور، وهي دورة حيوية جيولوجية كيميائية. كما يعدّ الفوسفور عاملاً محدّداً في الأنظمة البيئية، إذ أنّ ندرته في الوسط تحدّ من معدّل نموّ الكائنات فيه؛ لذلك يكثر مثلاً استخدام الأسمدة الغنيّة بالفوسفات في الزراعة؛[76] بالمقابل فإنّ زيادته عن المعدّلات الطبيعية، وخاصّةً في الأوساط المائية، يخلّ بالتوازن الطبيعي، إذ يمكن أن تؤدّي حالة من فرط المغذيات إلى فرط نمو وانتشار الطحالب.[27] تحوي الكتلة الجافة من النباتات ما مقداره 0.2% وسطياً من الفوسفور؛ وهو يعدّ ذا دورٍ حيوي مهمّ بالنسبة للنباتات، فهو من العناصر الغذائية الضرورية لنموّها، وهو أمرٌ يُدرَس في علم تأثير التربة من أجل معرفة الكمّيّة الضرورية حسب نوع النبات. عند نقص تركيز الفوسفات في نطاق 1-2 ملم في منطقة الغلاف الجذوري للنباتات، فإنّ ذلك يترافق مع زيادة في نمو الجذور.[77]

نقص الفوسفور [عدل]

يمكن أن تحدث متلازمة نقص الفوسفور عند الإنسان طبّياً إمّا بسبب سوء التغذية، أو حدوث حالة فشل في امتصاص الفوسفات، أو بسبب متلازمات استقلابية تؤدّي إلى سحب الفوسفات من الدم (مثل حدوث متلازمة إعادة التغذية بعد حالة من سوء التغذية[78])، أو بسبب طرح كمّيات كبيرة منه في البول. ما يميّز نقص الفوسفور هو ظهور أعراض نقص فوسفات الدم، وهي حالة تتّسم بانخفاض نسبة الفوسفات المنحلّة في بلازما الدمّ وداخل الخلايا. من أعراض نقص فوسفات الدم حدوث خلل وظيفي عصبي واضطرابات في خلايا الدم والعضلات بسبب نقص أدينوسين ثلاثي الفوسفات ATP. من جهةٍ أخرى، فإنّ زيادة نسبة الفوسفات في الدمّ تؤدّي إلى الإسهال وتكلّس الأعضاء والأنسجة الطرية، ويمكن أن يتداخل في مقدرة الجسم على استخدام أيونات الحديد والكالسيوم والمغنسيوم والزنك.[79]

التغذية [عدل]

قامت الأكاديمية الوطنية للطبّ في الولايات المتّحدة الأمريكية بنشر معدّل الحاجة التقريبي والكمّيات الغذائية المسموحة والموصى بها ومعدّل الحاجة التقريبي من الفوسفور سنة 1997.[80] يصل معدّل الحاجة التقريبي من الفوسفور للبالغين من فوق عمر 19 إلى حوالي 580 مغ/اليوم؛ أمّا الكمّية الغذائية المرجعية فهي حوالي 700 مغ/اليوم، وهي تشمل الحوامل والمرضعات. بالنسبة للأعمار ما بين 1-18 سنة فإنّ الكمّية المرجعية تزيد مع تقدم العمر من 460 إلى 1250 مغ/اليوم. أمّا المستوى الأقصى المقبول من الفوسفور وفق تلك التوصيات فهو 4000 مغ/اليوم.[80] أمّا الهيئة الأوروبية لسلامة الأغذية فحدّدت نسبة الكمّية المقبولة من الفوسفور بشكلٍ مقاربٍ للتوصيات الأمريكية، حيث أنّ كلاهما يوصي بكمّيات أكبر لليافعين بالمقارنة مع البالغين.[81] كما حدّدت الكمّيّات القصوى في مراجعة أخرى.[82]

يترافق وجود الفوسفور عادةً في الوجبات الغذائية الحاوية على نسبةٍ مرتفعة من البروتين، مثل الحليب واللحم، وكذلك البروتينات من مصادر نباتية مثل البقوليات والصويا. على العموم، فإنّ الوجبة الغذائية الحاوية على كمّيّاتٍ كافيةٍ من البروتين والكالسيوم فهي على الأغلب غنيّة بالفوسفور أيضاً.[83]

الاستخدامات [عدل]

يندر استخدام الفوسفور العنصري بشكل مباشر في الحياة اليومية؛ إذ إنّ التطبيقات المفيدة له هي لمركّباته الكيميائية، والمستخدمة بشكل واسع في الصناعة، مثل صناعة الأسمدة والمبيدات والمنظّفات وغيرها. يُحوَّل أغلب الفوسفور الأبيض المنتَج إلى خماسي أكسيد الفوسفور، والذي بدوره

يُحوَّل إلى حمض الفوسفوريك، الذي يعدّ مادة أساسية لتحضير مركّبات الفوسفات المختلفة.

مركبات واسعة الانتشار	الاستخدام
$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	صناعة الأسمدة ومسحوق الخَبْز
$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	مضاف غذائي وصناعة مساحيق الأسنان
H_3PO_4	صناعة الأسمدة الفوسفاتية
PCl_3	تحضير المبيدات ومركّبات الفوسفور العضوية
$POCl_3$	صناعة الملدّنات
P_4S_{10}	صناعة المبيدات
$Na_5P_3O_{10}$	صناعة المنظّفات

الأسمدة

إنّ الفوسفور هو عنصر غذائي أساسي لنموّ النباتات، ولذلك فإنّ أغلب الإنتاج العالمي من الفوسفور يستخدم في صناعة الأسمدة. نتيجةً للزيادة المستمرّة في تعداد السكان في أنحاء العالم فإنّ الطلب على الأسمدة بتزايدٍ مستمرٍّ أيضاً، وهو أمرٌ لوحظ في الارتفاع الكبير في إنتاج الفوسفات منذ النصف الثاني للقرن العشرين.[84] يعدّ السماد الفوسفاتي المصنَّع ضرورياً لأهميّة الفوسفور الحيوية، ولكون المركّبات الحاوية على الفوسفور طبيعياً غير منحلّة، مما يحول دون وصولها إلى جذور النباتات، وكذلك بسبب بطء دورة الفوسفور الطبيعية.

يعدّ سماد سوبرفوسفات من الأسمدة شائعة الانتشار، وهو مزيجٌ من فوسفات أحادي الكالسيوم $Ca(H_2PO_4)_2$ وكبريتات الكالسيوم ثنائي الهيدرات $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. يعتمد إنتاج الأسمدة الفوسفاتية بشكلٍ كبيرٍ على حمض الكبريتيك.[85]

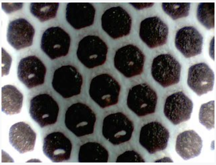
مركّبات الفوسفور العضوية

يستخدم الفوسفور الأبيض لإنتاج هاليدات وكبريتيدات الفوسفور، والتي بدورها تستخدم لتحضير مركّبات الفوسفور العضوية.[86] تستخدم هذه المركّبات في صناعة وتحضير الملدّنات ومثبّطات اللهب والمبيدات، وكذلك في معالجة المياه.[87][22]

التعدين

يدخل الفوسفور أيضاً في إنتاج الفولاذ وفي صناعة البرونز المُفسفر؛[88][89] كما يضاف الفوسفور أثناء تعدين النحاس في مرحلة الصَهْر للتخلّص من الأكسجين الموجود في النحاس على شكل شائبة، ممّا يؤدّي إلى الحصول على سبيكة نحاس خالية من الأكسجين وحاوية على الفوسفور CuOFP، والتي تتميّز بمقاومتها للتقصّف الهيدروجيني بالمقارنة مع النحاس العادي.[90]

أعواد الثقاب


صورة مكبّرة لسطح إشعال أعواد الثقاب، وهو مصنوع من مزيج من الفوسفور الأحمر والغراء والزجاج المطحون، والذي يضاف لزيادة الاحتكاك.

صُنعَت أعواد الثقاب المعتمدة على الفوسفور لأوّل مرّة سنة 1830، ويُنسَب الاختراع إلى الفرنسي شارل سَوريَه. خضعت أعواد الثقاب تلك إلى سلسلةٍ متعاقبةٍ من التحويرات، ولكنّها كانت على العموم ذات رؤوسٍ مصنوعةٍ من الفوسفور الأبيض، مع وجود مركّبات مطلقة للأكسجين (مثل كلورات البوتاسيوم أو ثنائي أكسيد الرصاص أو مركّبات النترات أحياناً)، بالإضافة إلى مادّة رابطة. نظراً لسمّية الفوسفور الأبيض فقد تعرّض العمال أثناء تصنيع أعواد الثقاب إلى مخاطر صحّية،[91] كما كانت صعبة التخزين وخطيرة عند احتكاكها مصادفةً مع سطحٍ خشن؛[92][93] مما دفع بعض الدول إلى إيقاف إنتاجها في الفترة ما بين 1872 و 1925.[94] في سنة 1906 وُقّعَت اتّفاقية برن الدولية، والتي منعت استخدام الفوسفور الأبيض في صناعة أعواد الثقاب.[20]

نتيجةً لذلك جرى تطوير عيدان ثقاب حلّ فيها مركّب ثلاثي كبريتيد رباعي الفوسفور P_4S_3 مكان الفوسفور الأبيض، بالإضافة إلى وجود مزيج من الكبريت وكبريتيد الإثمد؛ وهي تعرف باسم أعواد الثقاب الآمنة، وذلك لأنّه من الصعب إشعالها على أيّ سطح غير السطوح المخصّصة لذلك، والتي عادةً ما توجد على شكل شريط ضيّق على جانبي العلبة الحاوية عليها. تحوي هذه السطوح على الفوسفور الأحمر، الذي يسخن بالاحتكاك ويتفاعل مع المركّبات المطلقة للأكسجين ويتفاعل مع المواد القابلة للاشتعال الموجودة في الرأس.[53][86]

معالجة المياه

يضاف أحياناً مركب ثلاثي فوسفات الصوديوم إلى مساحيق الغسيل في بعض البلدان، في حين أنّه ممنوعٌ في أخرى،[55] وذلك من أجل تخفيض قساوة المياه أثناء عملية غسل الملابس، وهو الأمر الذي يحسّن من أداء المنظّف ويمنع التآكل وترسّب الكلس.[95]

متفرّقات

- تستخدم نظائر الفوسفور مثل ^{32}P و ^{33}P في الوسم الإشعاعي في مختبرات الكيمياء الحيوية.[96]
- في بعض الأحيان يدخل مسحوق من الفوسفور الأحمر بنسب ضئيلة في خلطة بعض البوليمرات مثل بولي الأميد لدورها في تثبيط اللهب، انطلاقاً من مقدرتها العالية على الارتباط مع الأكسجين والبوادئ الجذرية.[97]
- يستخدم الفوسفور الأبيض في الصناعات العسكرية لصناعة القنابل الحارقة والقنابل الدخانية والذخيرة الخطّاطة.[98][99][100] يعدّ استخدام القنابل الفوسفورية ممنوعاً وفق القوانين الدولية المتعلّقة بأسلحة الحرب.[101]
- تستخدم الفوسفات في صناعة زجاج من نوعٍ خاصٍّ لمصابيح بخار الصوديوم.[55]
- تستخدم مركّبات فوسفات الكالسيوم في صناعة الخزف الصيني.[55]
- يستخدم حمض الفوسفوريك ومركّبات الفوسفات المختلفة في الصناعات الغذائية ضمن الإضافات الغذائية.[86]

المخاطر [عدل]

انفجار ناجم عن الفوسفور

تتفاوت المخاطر الناجمة عن الفوسفور بين الفوسفور العنصري ومركّباته الكيميائية، وخاصّةً مركّباته العضوية. تشمل مركّبات الفوسفور العضوية على العموم طيفاً واسعاً من المواد، إذ في حين أنّ العديد منها ضروريٌّ للحياة؛ إلّا أنّ البعضَ الآخر سامّ للغاية، فعلى سبيل المثال تعدّ إسترات الفلوروفوسفات من بين أكثر السموم العصبية تأثيراً. تُستخدَم مركّبات الفوسفور العضوية نظراً لسمّيتها بشكل واسع في صناعة مبيدات الآفات (مبيدات الأعشاب والحشرات والفطريات وغيرها)؛ كما تستخدم أحياناً في صناعة الأسلحة. بالمقابل فإنّ أغلب مركّبات الفوسفات اللاعضوية هي غير سامّة.[22]

يمثّل الفوسفور الأبيض خطراً كبيراً، لأنّه يشتعل تلقائياً في الهواء، وذلك عند درجة حرارة حوالي 30 °س، وهي قريبةٌ من درجة حرارة الغرفة؛ كما أنّ تفاعل الأكسدة (الاحتراق) إلى خماسي أكسيد الفوسفور هو تفاعل طارد للحرارة بشكلٍ كبير. يمكن أن يؤدّي التماس مع الماء والهيدروكسيدات القلوية إلى تشكّل غاز الفوسفين السامّ ومشتقات الفوسفانات السامّة أيضاً. أدّى التعرّض المستمرّ للفوسفور الأبيض، الذي كان مستخدماً في صناعة أعواد الثقاب، إلى الإصابة بمرضٍ مِهَنيٍّ يحدث فيه نخر لعظام الفكّ السفلي. بالإضافة إلى ذلك، فإنّ الفوسفور الأبيض سامّ جداً، ويسبّب أضراراً شديدةً للكبد والأجهزة الداخلية في الجسم.[102] كان محلول 2% من كبريتات النحاس مستخدماً في الماضي لعلاج حالات التعرّض الخارجي للفوسفور، حيث يشكّل مركّبات أقلّ ضرراً يمكن غسلها بعيداً عن الجسم؛ إلّا أن هذا الأسلوب أصبح متقادماً، خاصّةً أنّ مركّب كبريتات النحاس ضارٌّ بحدّ ذاته.[103]

عيّنَت إدارة السلامة والصحة المهنية الأمريكية حدّ التعرض للفوسفور المسموح به في مكان العمل بمقدار 0.1 مغ/م^3 خلال يوم عمل من 8 ساعات؛ وهو نفسه الحدّ الأقصى للتعرّض الموصى به من قبل المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية الأمريكي. عند مستويات تصل إلى 5 مغ/م^3 فإنّ الفوسفور يمثّل خطورةً فوريّةً للحياة أو الصحّة.[104]

هوامش [عدل]

1. ^ أو **الفسفور**
2. ^ Johann Daniel Kraft
3. ^ Ambrose Godfrey-Hanckwitz
4. ^ James Burgess Readman
5. ^ عرفت تلك الحالة باسم phossy jaw
6. ^ Submerged-arc furnace
7. ^ phosphorus-31 NMR
8. ^ عملية تذرير في حالة البلازما

المراجع [عدل]

1. ^Ellis, Bobby D.; MacDonald, Charles L. B. (2006). "Phosphorus(I) Iodide: A Versatile Metathesis Reagent for the Synthesis of Low Oxidation State Phosphorus Compounds". *Inorganic Chemistry*. **45** (17): 6864. doi:10.1021/ic060186o. PMID 16903744.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ↑ أ ب ت ث ج Parkes & Mellor 1939، صفحة 717
4. ^Beatty, Richard (2000). *Phosphorus*. Marshall Cavendish. 7 صفحة. ISBN 0-7614-0946-7. مؤرشف من الأصل في 04 فبراير 2020.

57. ↑ أ ب ت Berger, L. I. (1996). *Semiconductor materials*. CRC Press. 84 صفحة. ISBN 0-8493-8912-7. مؤرشف من الأصل في 16 أبريل 2020.
58. ^A. Brown; S. Runquist (1965). "Refinement of the crystal structure of black phosphorus". *Acta Crystallogr*. **19** (4): 684. doi:10.1107/S0365110X65004140.
59. ^Cartz, L.; Srinivasa, S.R.; Riedner, R.J.; Jorgensen, J.D.; Worlton, T.G. (1979). "Effect of pressure on bonding in black phosphorus". *Journal of Chemical Physics*. **71** (4): 1718–1721. Bibcode:1979JChPh..71.1718C. doi:10.1063/1.438523.

5. ^Schmundt, Hilmar (21 April 2010), "Experts Warn of Impending Phosphorus Crisis", *Der Spiegel*. نسخة محفوظة 27 يناير 2012 على موقع واي باك مشين.

60. ^Bridgman, P. W. (1914-07-01). "Two New Modifications of Phosphorus". *Journal of the American Chemical Society*. **36** (7): 1344–1363. doi:10.1021/ja02184a002.

فسفور في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت الجدول الدوري <

ع · ن · ت مركبات الفوسفور <

ع · ن · ت مكملات غذائية <

ضبط استنادي	BNE: XX534851 · BNF: cb119329562 (data) · GND: 4045855-6 · LCCN: sh85101119 · NDL: 00569477
معرفات كيميائية	***HMDB ID***: HMDB0001315 · ***PubChem CID***: 5462309 · ***KEGG ID***: C06262 · ***ChEBI ID***: 28659 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID1024382 · ***Gmelin number***: 16235 · ***ZVG number***: 3930 · ***CAS Number***: 7723-14-0

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 29 أبريل 2020 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: فسفور | عناصر كيميائية | قوالب صحة ورشاقة | لافلزات | مجموعة النيتروجين | معادن غذائية

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 25 فبراير 2021، الساعة 10:30.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

Powered By MediaWiki   a WIKIMEDIA project

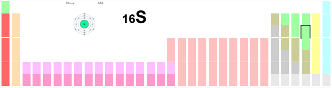
ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Bosanski
Deutsch

كبريت

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر كبريت (توضيح).

كلور → **كبريت** ← فسفور



المظهر

صلب أصفر متكتل (زهر الكبريت)

الخطوط الطيفية للكبريت

الخواص العامة

الاسم، العدد، الرمز	كبريت، 16، S
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 3، p
الكتلة الذرية	32.065 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne]; $3s^2$ $3p^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 6 (صورة)

الخواص الفيزيائية

الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(ألفا) 2.07 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(بيتا) 1.96 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(غاما) 1.92 غ·سم$^{-3}$

الكبريت هو عنصر كيميائي لافلزّي رمزه **S** وعدده الذرّي 16؛ ويقع ضمن عناصر الدورة الثالثة وفي المجموعة السادسة عشر (المجموعة السادسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري، حيث يقع في المرتبة الثانية في نفس مجموعة الأكسجين، بالتالي فهو من الكالكوجينات. ينتمي عنصر الكبريت إلى اللافلزّات وهو متعدّد التكافؤ ويوجد عددٌ كبيرٌ من المركّبات الكيميائية الكبريتية. عُرفَ الكبريت في الحضارات القديمة المختلفة، وكان للعلماء العرب والمسلمين دوراً في تطوير ونشر المعارف عن الكبريت، خاصّةً العالم جابر بن حيان، الذي توصّل إلى اكتشاف حمض الكبريتيك وأسماه «زيت الزاج»، حيث كانت تشير تسمية الزاج إلى أملاح الكبريتات المشتقّة من هذا الحمض.

يوجد الكبريت في الطبيعة على شكله العنصري الطبيعي الخام بشكلٍ وافرٍ نسبياً (العاشر من حيث ترتيب العناصر بالنسبة للكتلة في الكون)، إذ يُصادَف في الطبيعة في الشروط القياسية على شكل خامّ بلّوري أصفر اللون من ثماني الكبريت S_8، والذي يعرف باسم «زهر الكبريت». كما يدخل الكبريت في تركيب المعادن في القشرة الأرضية على شكل معادن الكبريتيدات ومعادن الكبريتات؛ كما يدخل أيضاً في تركيب القطفات الثقيلة من النفط. يستحصل على الكبريت حالياً على شكل منتج ثانوي من عملية تكرير النفط، حيث يُحوّل بشكلٍ أساسي إلى حمض الكبريتيك، وهو أحد المواد الكيميائية الأولية المهمّة صناعياً، ومنه إلى مركّبات الكبريت الأخرى المختلفة. يدخل الكبريت في تركيب العديد من المواد الحياتية اليومية مثل الأسمدة والمبيدات وكذلك في عيدان الثقاب. تتميّز مركّبات الكبريت العضوية بأنها ذات رائحة كريهة، ولها دور في الرائحة المنفّرة في النفط والغاز الطبيعي، وكذلك في الثوم والبصل؛ كما أن كبريتيد الهيدروجين مسؤولٌ عن صدور الرائحة الكريهة للبيض العَفِن. من جهةٍ أخرى، فإن لأكاسيد الكبريت أثر بيئي كبير، فهي من مكوّنات المطر الحمضي.

للكبريت أهمّية حيوية، فهو يعدّ من العناصر الغذائية الأساسية؛ فهو يدخل في تركيب الحمضَين الأمينيّين (السيستئين

English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 159
عدل الوصلات

والميثيونين) واثنين من الفيتامينات (الثيامين (فيتامين ب1) والبيوتين (فيتامين ب7)). كما تحوي العديد من العوامل المرافقة على الكبريت في تركيبها، مثل الغلوتاثيون والثيوريدوكسين، بالإضافة إلى البروتينات الحديدية-الكبريتية. تسهم الروابط S-S في ثنائيات الكبريتيدات في إضفاء خواص المتانة الميكانيكية وعدم الانحلالية لبروتين الكيراتين، وهو بروتين حيوي مهمّ وموجود في شعر وريش العديد من الكائنات الحية. يلعب الكبريت أيضاً دوراً في عمليات كسب الطاقة في عددٍ من الكائنات الحية المجهرية اللاهوائية.

محتويات [أخف]

1 التاريخ
1.1 العصور القديمة والوسطى
1.2 العصور الحديثة
2 الوفرة الطبيعية
2.1 في الكون
2.2 في الأرض
3 الإنتاج
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 الأشكال المختلفة
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركبات الكيميائية
6.1.1 مع الهيدروجين والفلزات
6.1.2 الأكاسيد
6.1.3 الأحماض الأكسجينية
6.1.4 الهاليدات
6.1.5 مركبات لاعضوية أخرى
6.1.6 مركبات الكبريت العضوية
6.2 التحليل الكيميائي
7 الدور الحيوي
7.1 البروتينات والعوامل المرافقة العضوية
7.2 البروتينات الفلزية والعوامل المرافقة اللاعضوية
7.3 دورة الكبريت واستقلابه
8 الأثر البيئي
9 الاستخدامات
9.1 حمض الكبريتيك
9.2 صناعة الأسمدة
9.3 المبيدات
9.4 الصناعات الدوائية
9.5 متفرقات
10 المخاطر
11 في الحياة والثقافة العامة
11.1 في اللغة
11.2 في الأديان
12 المراجع
12.1 باللغة العربية
12.2 بلغات أجنبية

كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.819 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	388.36 ك، 115.21 °س، 239.38 °ف
نقطة الغليان	717.8 ك، 444.6 °س، 832.3 °ف
النقطة الحرجة	1314 ك، 20.7 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(أحادي) 1.727 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(أحادي) 45 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	22.75 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	375	408	449	508	591	717

الخواص الذرية

أرقام الأكسدة	**6**، 5، **4**، 3، **2**، 1، -1، -2 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	2.58 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 999.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2252 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3357 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	105±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	180 بيكومتر

خواص أخرى

البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	(لابلوري) 2×10^{15}أوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	(لابلوري) 0.205 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
معامل الحجم	7.7 غيغاباسكال
صلادة موس	2.0
رقم CAS	7704-34-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكبريت

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{32}S	95.02%	^{32}S هو نظير مستقر وله 16 نيوترون			
^{33}S	0.75%	^{33}S هو نظير مستقر وله 17 نيوترون			
^{34}S	4.21%	^{34}S هو نظير مستقر وله 18 نيوترون			
^{35}S	مصطنع	87.32 يوم	β^-	0.167	^{35}Cl
^{36}S	0.02%	^{36}S هو نظير مستقر وله 20 نيوترون			

ع · ن · ت

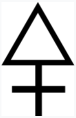
التاريخ [عدل]

العصور القديمة والوسطى [عدل]

صحيفة من بردية إيبرس (1500 سنة قبل الميلاد).

عُرف الكبريت منذ أقدم العصور، وذلك لأنّه يوجد في الطبيعة بشكله العنصري الحرّ. فقد استخدم المصريون القدماء الكبريت في تبييض الأقمشة وفي بعض التطبيقات الأخرى منذ حوالي 2000 سنة قبل الميلاد؛ ووفقاً لبردية إيبرس فقد استُعمِلَ مرهمٌ حاوٍ على الكبريت في علاج التهاب الجفن. منذ القرن السادس قبل الميلاد أطلق الصينيون على خامة الكبريت الطبيعية اسم «شيليو هوانغ 石硫黃»، والمنتشرة بالقرب من مدينة هانتشونغ؛[2] ومنذ القرن الثالث قبل الميلاد اكتشف الصينيون أنّه من الممكن استخراج الكبريت من البيريت.[2][3] اهتمّ الطاويّون بقدرة الكبريت على الاشتعال وبتفاعله مع بعض الفلزات، ووجدوا له استخداماتٍ في الطبّ الصيني التقليدي.[2]

استُخدِم الكبريت منذ مرحلة ما قبل العصر الكلاسيكي اليوناني في التعقيم بالبخار،[4] وهو أمرٌ مذكورٌ في الأوديسّة؛[5][6] كما استُعمِل الكبريت في الحروب لتحضير المشاعل لقدرته على الاحتراق البطيء.[3] ناقش بلينيوس الأكبر الكبريت في موسوعة التاريخ الطبيعي، وأورد التطبيقات المستخدمة في ذلك الوقت مثل التعقيم والطب وتبييض الملابس.[7] ساهم الكيميائيون العرب والمسلمون في تطوير التجارب على عنصر الكبريت التي سعت لمعرفة ماهيته،[1] ونجح جابر بن حيان في تحضير حمض الكبريتيك من أملاح الكبريتات (التي كانت تسمى الزاج)، ولذلك أطلق عليه اسم «زيت الزاج».[1] قام الهنود أيضاً بوصف استخدام الكبريت في العمليات الخيميائية مع الزئبق وذلك منذ القرن الثامن للميلاد،[8] وكان يطلق عليه اسم «ذو الرائحة». وَصفَت معاهدة سلالة سونغ الحاكمة العسكرية سنة 1044 للميلاد استخدام صيغٍ متنوّعة من مسحوق البارود الأسود، والذي كان يحوي على الكبريت في تركيبه بالإضافة إلى الفحم ونترات البوتاسيوم (ملح البارود).[9] كان الرمز الخيميائي للكبريت في أوروبا على شكل مثلّث على رأس صليب؛ واستخدم الكبريت من الخيميائيين الأوروبيين في معالجة الجرب والحكة والصدفية وحب الشباب؛ وذلك غالباً بسبب أثر الكبريتيت (السلفيت) المعقّم والمختزل.[10][11][12]



رمز خيميائي للكبريت

العصور الحديثة [عدل]

تعدين الكبريت في ولاية تكساس الأمريكية سنة 1943.

كانت عملية غرف الرصاص التي طوّرها جون روبوك سنة 1746 من أولى العمليات التقنية الكيميائية لإنتاج حمض الكبريتيك.[13][14] ساهم أنطوان لافوازييه لاحقاً سنة 1777 في إقناع المجتمع العلمي آنذاك أنّ الكبريت هو عنصرٌ وليس مركّباً كيميائياً؛ خاصّةً أنّ إجراء التجارب على احتراق الكبريت كان عاملاً مساعداً في إسقاط نظرية الفلوجستون.[15] في النهاية أدّت تجارب لوي جوزيف غي لوساك ولوي جاك تينار في ترسيخ حقيقة أنّ الكبريت ينتمي إلى العناصر الكيميائية؛[16] وبناءً على اقتراح من يونس ياكوب بيرسيليوس مُنِحَ العنصر الرمز **S**، حيث بدأ يظهر في الجداول العلمية للعناصر منذ سنة 1814.[17] تمكّن الكيميائي وليام كريستوفر زايسه سنة 1822 من اكتشاف مركّبات الزانثات الحاوية على الكبريت، كما تمكّن من تحضير إيثانثيول، وهو أوّل مركّبات الثيول (المركبتانات) المكتشفة.[18] من الاكتشافات المهمّة الأخرى المتعلّقة بالكبريت عمليةُ فلكنة المطاط، والتي اكتشفها تشارلز غوديير مصادفةً سنة 1839.

كانت توضّعات وترسّبات الكبريت في صقلية وافرةً، وكانت المصدر الرئيسي للكبريت لأوروبا لفترات طويلة من الزمن. في أواخر القرن الثامن عشر كان يُستورَد حوالي 2000 طن سنوياً من الكبريت إلى مدينة مرسيليا في فرنسا من أجل تحضير حمض الكبريتيك المستخدَم في عملية لوبلان. بالمقابل ازداد الطلب على الكبريت في بريطانيا أثناء الثورة الصناعية، ومع ازدياد التنافس مع فرنسا، زادت الضغوط السياسية، ممّا أدّى في النهاية إلى حدوث ما أطلق عليه اسم «أزمة الكبريت» سنة 1840، وذلك عندما قام فرديناندو الثاني ملك الصقليتين بمنح صلاحيات استخراج الكبريت بشكلٍ حصريٍّ إلى شركة فرنسية، خارقاً بذلك اتفاقية مُسبَقة مع بريطانيا تعود إلى سنة 1816، ممّا دفع بريطانيا بالتهديد بالحصار البحري، إلّا أنّ فرنسا توسّطت بحلّ الأمر سلمياً بمفاوضاتٍ دبلوماسية.[19][20]

توسّع استخدام الكبريت منذ أواخر القرن التاسع عشر، حيث استخدم في المجال الطبي لصنع المراهم وغيرها؛[21] كما ازداد الطلب عليه مع تطوير عملية التماس لتحضير حمض الكبريتيك ولصناعة الأسمدة.[22] وفي الولايات المتحدة اكتُشِف الكبريت سنة 1867 في ولايتي تكساس ولويزيانا في توضّعات تحت أرضية، والتي استخدمت عملية فراش لاحقاً لاستخراجه منها،[23] والتي طُوّرت ما بين سنتي 1891 و1894 من الكيميائي هيرمان فراش.[24]

الوفرة الطبيعية [عدل]

في الكون [عدل]

يعود اللون الأصفر في آيو، قمر كوكب المشتري، إلى ترسّبات عنصر الكبريت بالقرب من البراكين النشطة.

يتشكّل نظير الكبريت ^{32}S داخل النجوم الضخمة عند درجات حرارة مرتفعة جدّاً في عملية احتراق السيليكون، والتي تندمج فيها نواةٌ من السيليكون مع نواةٍ من الهيليوم؛[25] وتعدّ هذه العملية جزءاً من عملية ألفا التي تنتج العناصر الكيميائية في الكون بكمّيّات وافرة، ولذلك فإنّ الكبريت هو عاشر العناصر الكيميائية من حيث ترتيب الوفرة في الكون. توجد سحبٌ من غاز ثنائي أكسيد الكبريت وضباب من حمض الكبريتيك في الغلاف الجوّي لكوكب الزهرة، وبُرهِنَ على وجود الكبريت في تركيب كوكب المريخ؛ كما عُثِرَ على الكبريت أيضاً في تركيب قمر أوروبا؛[26] ومن الأمثلة الواضحة على وفرة الكبريت في الكون هو قمر آيو (أحد أقمار كوكب المشتري)، والذي يتميّز بلونه الأصفر بسبب وجود الكبريت فيه بأطواره المتعددة، الغازية والصلبة والمنصهرة؛[27] حيث اقتُرِحَ أن تكون الحمم البركانية، التي تمتدّ على مسافة مئات من الكيلومترات، مكوّنةً من الكبريت ومركّباته.[28]

يدخل الكبريت أيضاً على هيئة مركّبات الكبريتيد في تركيب عدّة أنماط من الأحجار النيزكية؛ فيحوي الكوندريت العادي وسطياً على الكبريت بنسبةٍ تصل إلى 2% تقريباً، في حين تصل النسبة في الكوندريت الكربوني إلى حوالي 6.6%. تحوي النيازك عادةً على كبريتيد الحديد FeS على شكل معدن ترويليت، ولكنّ هناك استثناءات، حيث يحوي الكوندريت الكربوني أحياناً على الكبريت العنصري أو الكبريتات أو مركّبات أخرى للكبريت.[29] يمكن أن يوجد الكبريت على عدّة أشكال في الكون، من بينها الشكل النادر على هيئة جزيء ثنائي الذرة S_2 في النيازك؛[30] كما توجد مركّبات بسيطة مختلفة للكبريت في الوسط بين النجمي مثل كبريتيد الهيدروجين H_2S وكبريتيد الكربونيل COS وأحادي أكسيد الكبريت SO وثيوفورمالدهيد CH_2S وغيرها.[31][32]

في الأرض [عدل]

يعدّ الكبريت خامس العناصر الكيميائية من حيث ترتيب الكتلة في الأرض، أمّا من حيث تركيب القشرة الأرضية فيأتي الكبريت ومركّباته في المرتبة السادسة عشرة. تصفُ دورة الكبريت العمليات الجيوكيميائية التي ينتقل فيها الكبريت ومركّباته بين الأنظمة والأوساط المختلفة الموجودة على سطح الأرض، والتي تشمل غلاف الأرض الصخري والمائي والجوي والحيوي.[33][34]

توضّعات الكبريت في محيط بركان دلول في ولاية عفر الإثيوبية.

يمكن أن يُعثَر على الكبريت بشكله الطبيعي العنصريَ الحرَ، أي بشكل غير مرتبط مع عناصر أخرى، وهو ذو لون أصفر مميّز، ويسمّى هذا الشكل عادةً «زهر الكبريت». وفق الجمعية الدولية للمعادن فإنّ الكبريت ينتمي إلى المعادن اللافلزية العنصرية، ويمكن أن يوجد على أشكالٍ متعدّدة، منها معدن الروسيتسكيت النادر. تكون توضّعات الكبريت عادةً ذات بلّورات صغيرة متكتّلة معتمة، ولكن يمكن العثور على بلّورات كبيرة الحجم، وأكبر بلّورة كبريت موثّقة تبلغ أبعادها 22×16×11 سم.[35] تكون البلّورات الكبيرة من الكبريت شفّافة إلى شاقّة، وهي ذات بريق، ولها الخواص البصرية التالية: معامل الانكسار: $n_\alpha = 1.9579$ و $n_\beta = 2.0377$ و $n_\gamma = 2.2452$؛ وزاوية التبعثر: $2v_z \approx 68°58'$.[36] تترك بلورات الكبريت خدشاً أبيضَ اللون على السطوح السوداء.

حسب مكان العثور على الخامة فإنّه يمكن للكبريت أن يوجد بتكوّنٍ ترتيبي مع معادنَ أخرى مثل الأنهيدريد والأراغونيت والكالسيت والسلستيت والجص والهاليت.[36] يوجد الكبريت في الطبيعة أيضاً في معادن مختلفة، أكثرها شهرةً على شكل معادن الكبريتيدات مثل البيريت والمرقشيت (كبريتيد الحديد) والكالكوبيريت (كبريتيد الحديد والنحاس) والزنجفر (كبريتيد الزئبق) والغالينا (كبريتيد الرصاص) والسفاليريت (كبريتيد الزنك) والإستبنيت (كبريتيد الإثمد) وغيرها. إنّ أكثر المعادن ارتفاعاً بنسبة الكبريت في تركيبها هي معادن الكبريتيدات التالية: باترونيت (حوالي 71.6% في كبريتيد الفاناديوم VS_4) وفيلامانينيت (حوالي 55.9% في كبريتيد للنحاس مع فلزات أخرى) وهاوريت (حوالي 53.9% في كبريتيد المنغنيز MnS_2).[37] يوجد الكبريت أيضاً على شكل معادن الكبريتات مثل الجص (كبريتيات الكالسيوم) والألونيت (كبريتات البوتاسيوم والألومنيوم) والباريت (كبريتات الباريوم) وسيانوتريخيت (كبريتات النحاس) وغيرها؛ كما يمكن أن يوجد في الطبيعة مع الهاليدات مثل معدن كونيليت؛ أو مع الأكاسيد مثل معدن قرمزيت؛ أو مع الكربونات مثل معدن ليدهيليت؛ أو مع الزرنيخات مثل معدن كالكوفيليت؛ أو مع السيليكات مثل معدَنَي هاوين ونوزيان.

كانت صقلية لفترةٍ طويلة من التاريخ مصدراً رئيسياً لتعدين الكبريت، وخاصةً أثناء الثورة الصناعية.[38] يمكن العثور على الكبريت العنصري بالقرب من الظواهر البركانية مثل الحمم والمنافس الحرارية المائية والنوافث في عدّة مناطق في العالم، وخاصّةً على نطاق منطقة الحزام الناري، حيث يستخرج الكبريت بالقرب منها مثلاً في إندونيسيا وتشيلي واليابان.[39] يصطنع الكبريت الطبيعي من الكائنات اللاهوائية التي تعيش على معادن الكبريتات مثل الجص في القباب الملحية.[40][41] توجد توضّعات معتبرة من القباب الملحية على طول ساحل خليج المكسيك، وكذلك في الرواسب التبخريّة في أوروبا الشرقية وغرب آسيا. كما توجد توضّعات رسوبية من الكبريت كذلك في أستراليا والولايات المتحدة وروسيا.[21] كما يوجد الكبريت أيضاً في الوقود الأحفوري مثل النفط والغاز الطبيعي والفحم الحجري، حيث يمكن أن تصل نسبة الكبريت في الفحم البني مثلاً إلى 10%.[42]

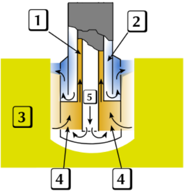
يوجد الكبريت في غلاف الأرض المائي على شكل أيون الكبريتات (السلفات)، وهو يشكّل ما مقداره 7.68% من نسبة الأملاح الكلّية في مياه البحر، ليأتي بذلك في المرتبة الثالثة بعد أيونات الكلوريد والصوديوم.[43] عندما يكون تركيز أيون الكبريتات فوق 100 مغ/ل، فإنّه يسبب التآكل، خاصّةً للفولاذ والخرسانة في الإنشاءات البحرية.[44] أمّا في المياه العذبة فتشكّل أيونات الكبريتات مصدراً لقساوة المياه وعُسْرها، لذلك تعمل محطّات تحلية المياه على ضبط تركيزها في مياه الشرب. تطلق البراكين طبيعياً غاز ثنائي أكسيد الكبريت عند ثورانها، كما يمكن أن تشكّل جسيمات كبريتية من الهباء الجوي تتراوح أبعادها بين 0.1 إلى 1 ميكرومتر في طبقات الغلاف الجوّي العليا، والتي تعكس حينها أشعّة الشمس وتبعثِرُها، ممّا قد يترك تأثيراً مبرّداً على المناخ العالمي.[45] يطلق على المياه الحاوية على نسبٍ مرتفعةٍ من الكبريت (غالباً على شكل كبريتيد الهيدروجين) اسم «المياه الكبريتية»؛ وهي غالباً ما تستخدم للاستشفاء.[46]

الإنتاج [عدل]

تعدين الكبريت بوسائل تقليدية في موقع بالقرب من بركان إيجن في جاوة الشرقية في إندونيسيا.

يمكن العثور على خامة الكبريت طبيعياً على هيئة زهر الكبريت الأصفر في عدّة أماكن من العالم، وهو شائع الوجود على هذا الشكل.[47] كما يمكن أن يُستحصَل على الكبريت بشكلٍ غير مباشر وذلك من أكسدة معادن الكبريتيدات المنتشرة في الطبيعة مثل معدن البيريت، وذلك بالتسخين الحراري بحيث ينتج غاز ثنائي أكسيد الكبريت، والذي يُحوَّل لاحقاً إلى حمض الكبريتيك.[48]

كانت المنطقة البركانية في صقلية مركزاً للحصول على خام الكبريت، حيث كان يَسهُل العثور على خام الكبريت بالقرب من سطح الأرض، إذ كان يُجمَع ثم يُعالَج بأسلوب عُرِفَ لاحقاً باسم «عملية صقلية»، والتي كانت الطريقة الأولية البدائية المنتشرة لمعالجة الكبريت إلى أن جرى استبدالها لاحقاً في القرن التاسع عشر بعملية فراش.[49][50] كانت قطع الكبريت تُكدَّس مع وجود فراغات فيما بينها في قمائن (أتون) مصنوعة من الآجر (القرميد) ومبنية على الهضاب المنحدرة؛ بعد ذلك يُنثَر مسحوقٌ من الكبريت على تلك القطع ويُشعَل ممّا يسبّب انصهار الكبريت وسيلانه إلى أسفل الهضبة؛ وفي النهاية كانت بقايا التوضّعات الرسوبية تُنثَر في المحيط. كانت عملية صقلية مجهدة ومضنية وخالية من الآليات، حيث استُعملت العمالة اليدوية لتحرير الخامة من الصخور وجلبها إلى السطح، ولا يزال هذا الأسلوب مستخدماً بالقرب من المناطق البركانية في أنحاء العالم، وخاصّةً في إندونيسيا بالقرب من بركان إيجن.[51]



عملية فراش:
1 - أنبوب الوسط
2 - بخار ساخن
3 - موقع الاستخراج
4 - الكبريت الذائب والماء
5 - الهواء المضغوط

يُنتَج الكبريت حاليّاً بطرق آلية، إمّا من أماكن توفّر خامة الكبريت وفق عملية فراش،[21] أو يُستحصَل على شكل ناتج ثانوي من عمليات تكرير النفط. يَعتمد المبدأ في عملية فراش على ضخ بخار الماء المحمّص إلى توضّعات الكبريت الرسوبية، ممّا يؤدّي إلى انصهار الكبريت بالشكل الذي يسهل فيه استخراجه بشكل نقي نسبياً (حوالي 99.5%) من جوف الأرض بضخ الهواء المضغوط.[52] كانت عملية فراش العملية الوحيدة لاستخراج الكبريت لفترة طويلة، وبقيت مستخدمة رغم وجود طرق أخرى إلى أواخر القرن العشرين، ففي سنة 1995 على سبيل المثال كان الإنتاج العالمي وفق هذه الطريقة حوالي 3.1 مليون طن.[53] ولكن مجموع العوامل من حيث محدودية أماكن توضّعات خامة الكبريت والكلفة المرتفعة، بالإضافة إلى تطوير وسائل استحصال الكبريت من النفط والغاز الطبيعي، أدّى إلى تراجع استخدام عملية فراش، بحيث أنّ هذه العملية لم تعد مطبّقة بشكل أساسي في أيّ مكان من العالم منذ سنة 2002.[54][55]

يُستحصَل على الكبريت حالياً بشكل أساسي من كبريتيد الهيدروجين، والذي ينتج ثانوياً من عمليات تكرير النفط والغاز الطبيعي، إمّا بشكل طبيعي أثناء عملية الاستخراج، أو بشكل ناتج ثانوي من عمليات نزع الكبريت المهدرج، والتي تهدف إلى إزالة مركبات الكبريت العضوية غير المرغوب بها من المنتجات النفطية النهائية وذلك بإجراء فصم للرابطة الكيميائية بين الكربون والكبريت C–S على الشكل:[54][55]

$$R{-}S{-}R + 2\,H_2 \longrightarrow 2\,RH + H_2S$$

يُحوَّل كبريتيد الهيدروجين إلى عنصر الكبريت وفق عملية كلاوس، والتي تتألّف من خطوتين؛[56] تتضمّن الأولى أكسدة جزء من كبريتيد الهيدروجين إلى ثنائي أكسيد الكبريت بأكسجين الهواء، ثمّ في الخطوة الثانية بإجراء تفاعل تناسب مشترك بين كبريتيد الهيدروجين وثنائي أكسيد الكبريت:[54][55]

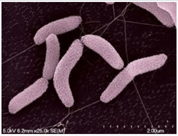
$$3\,O_2 + 2\,H_2S \longrightarrow 2\,SO_2 + 2\,H_2O$$
$$SO_2 + 2\,H_2S \longrightarrow 3\,S + 2\,H_2O$$

أكوام مكدّسة من الكبريت في مقاطعة ألبرتا الكندية بعد استحصالها من النفط الرملي وفق عملية كلاوس.

يمكن أن يُكدَّس الكبريت المستحصَل على هيئة أكوام ليستخدم في تطبيقات أخرى؛ فعلى سبيل المثال توجد حالياً كمّيات كبيرة نسبياً من عنصر الكبريت في مقاطعة ألبرتا الكندية نظراً لارتفاع محتوى الكبريت في نفط أثاباسكا الرملي.[57] لكن تخزين الكبريت في حالته الصلبة يجعله عرضةً للرطوبة الجوية ولأنواع من البكتريا، ممّا يحوّله في النهاية إلى حمض الكبريتيك؛ كما يؤدّي تشكّل كبريتيد الحديد نتيجة التآكل ضمن الخزانات الحديدية إلى حدوث تلقائية الاشتعال، ممّا يرفع من خطورة اندلاع الحرائق أو الانفجارات.[58] لذلك فإنّه غالباً ما يُخزَّن ويُنقَل الكبريت على الحالة السائلة، خاصّةً أنّ وجوده على هذا الشكل له ميّزات من حيث الكلفة والجودة، كما أنه يسيَّل في أغلب الأحيان قبل استخدامه في التطبيقات المختلفة. بلغ الإنتاج العالمي من الكبريت سنة 2011 حوالي 69 مليون طن متري، ساهمت فيه أكثر من 15 دولة بمليون طنّ على حدة، أمّا باقي الدول المساهمة بأكثر من 5 مليون طن فهي الصين (9.6) والولايات المتّحدة الأمريكية (8.8) وكندا (7.1) وروسيا (7.1).[59]

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الكبريت


تعدّ بكتريا منتزعة الكبريت السلفارنز (الاسم العلمي: Desulfovibrio desulfuricans) واحدةً من الأنواع المختزلة للكبريت والمساهمة طبيعياً في تغيّر قيم توزع نسبة النظير كبريت-34 $\delta^{34}S$.[60]

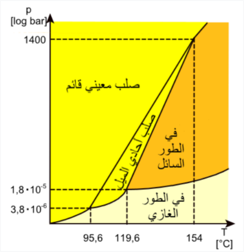
لعنصر الكبريت 23 نظيراً معروفاً، أربعةٌ منها مستقرّة وهي ^{32}S بوفرة طبيعية 94.99% ± 0.26% (أكثر النظائر وفرةً) و ^{33}S بوفرةٍ مقدارها 0.75% ± 0.02% و ^{34}S بوفرةٍ مقدارها 4.25% ± 0.24% و ^{36}S بوفرةٍ مقدارها 0.01% ± 0.01%.[61][62] أمّا باقي النظائر فهي مشعّة، وأطولها عمراً هو النظير ^{35}S، حيث يبلغ عمر النصف 87 يوماً، ويتشكّل من تشظية الأشعّة الكونيّة لنظير الآرغون ^{40}Ar؛ في حين أنّ النظائر المشعّة المتبقيّة للكبريت لها عمر نصف أقلّ من ثلاث ساعات.

عند ترسّب معادن الكبريتيدات، فإنّ التوازن النظيري بين الطور السائل والطور الصلب يمكن أن يسبّب فرقاً طفيفاً في التجزئة النظيرية لقيم النظير كبريت-34 بالنسبة إلى النظير الأكثر انتشاراً كبريت-32؛ ويُرمَز لذلك الفرق $\delta^{34}S$. تستخدم تلك الفروقات في عيّنات المعادن ذات الأصل المشترك لتقدير درجة حرارة التوازن، كما يستفاد منها، إلى جانب تفاوت قيم النظير كربون-13 $\delta^{13}C$ في معادن الكربونات ومعادن الكبريتيدات من أجل تقدير حموضة الوسط (pH) والفلاتية الأكسجين في المائع الحامل أثناء تشكّل المعدن الخام. تُحسَب قيمة $\delta^{34}S$ هذه على الشكل:[63]

$$\delta^{34}S\ ‰ = \left(\frac{\left(\frac{^{34}S}{^{32}S}\right)_{sample}}{\left(\frac{^{34}S}{^{32}S}\right)_{standard}} - 1 \right) \times 1000$$

تساهم البكتريا منتزعة الكبريت في التغيّر الطبيعي لنسب توزّع نظائر الكبريت، إلّا أنّ ذلك التغيّر يمكن أن يعود إلى النشاط البشري. يستخدم الكبريت المخصَّب في دراسات علم المياه، حيث يؤدّي معرفة نسبة النظائر في تتبّع مصادر التلوث.

الخواص الفيزيائية [عدل]



مخطّط أطوار الكبريت

يوجد الكبريت في الطبيعة على عدّة أشكال من الجزيئات متعدّدة الذرّات (متآصلات) المختلفة في عدد وترتيب الذرّات فيها؛ وتعتمد الخواص الفيزيائية للكبريت والتحوّل بين هذه الأشكال اعتماداً كبيراً على درجة الحرارة. بذلك يعدّ الكبريت أكثر العناصر الكيميائية تعدّداً بالأشكال داخل وبين الجزيئية، ولكنّ الشكل الأكثر استقراراً هو الشكل الحلقي ثماني الكبريت، وهو الذي يوجد بشكل حرّ في الطبيعة. يوجد ثماني الكبريت في الشروط القياسية على شكل صلب أصفر اللون سهل التفتّت. ينصهر الكبريت عند الدرجة 115.21 °س؛ ويغلي عند الدرجة 444.6 °س؛ وهو يتسامى بسهولة.[64]

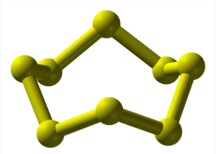
عند تسخين الكبريت إلى درجة حرارة تتجاوز 119 °س يتشكّل في البداية سائل قليل اللزوجة ذو لون أصفر فاقع، وهو يتكوّن بمعظمه من حلقي ثماني الكبريت S_8. عند تثبيت درجة الحرارة يتسبّب تحوّل جزيئي لحلقات ثماني الكبريت إلى حلقات أصغر بحدوث انخفاض لنقطة التجمد، والتي تبلغ حدّها الأدنى عند 114.5 °س. يؤدّي الاستمرار بالتسخين إلى رفع لزوجة المصهور بسبب تشكّل البوليمرات،[64] والتي تبلغ قيمتها الأعظمية عند 187 °س؛ وعندها تتكسّر حلقات الكبريت وتشكّل جزيئات طويلة السلسلة، وهو مثال على بلمرة فتح الحلقة. تتكسّر هذه السلاسل عند درجات حرارة تفوق هذه الدرجة، وتتناقص حينها اللزوجة بشكل مستمرّ؛ ويكون لمصهور الكبريت لون أحمر فوق الدرجة 200 °س. تبلغ كثافة الكبريت وسطياً حوالي 2 غ/سم^3 حسب نوع المتآصل؛ وتعدّ جميع متآصلات الكبريت ممتازةً من حيث مقدرتها على العزل الكهربائي.

الأشكال المختلفة [عدل]

مقالة مفصلة: تآصل الكبريت

يشكّل الكبريت أكثر من 30 متآصلاً من الأشكال المختلفة، وذلك بشكل أكبر من أيّ عنصرٍ كيميائيٍ آخر.[65] أكثر هذه المتآصلات انتشاراً هو ثماني الكبريت الحلقي S_8، ولكن توجد حلقات أخرى عديدة من هذا العنصر،[65] مثل الحلقة السباعية S_7، والتي تتميّز بلونها الأصفر الأغمق من S_8. بيّنت التجارب باستخدام تقنية استشراب السائل رفيع الإنجاز (HPLC) أنّ الكبريت العنصري في الحالة السائلة يكون في حالة توازن بين مزيج يتكوّن بشكل رئيسي من S_8 مع وجود نسبة من S_7، وكمّيات صغيرة من S_6.[66] جرى التمكّن من تحضير حلقات أكبر من الكبريت، بما في ذلك S_{12} وS_{18}.[67][68] يمكن الحصول على شكل لابلّوري من الكبريت (يسمّى أيضاً الشكل البلاستيكي) بإجراء عملية تبريد سريعة لمصهور الكبريت، مثل سكبه الفجائي في الماء البارد. بيّنت دراسة بالأشعّة السينية أنّ الشكل اللابلّوري يكون على هيئة لولب، يحوي ثمان ذرّات في كلّ لفة.[65]

ثماني الكبريت الحلقي


بنية ثماني الكبريت الحلقي

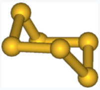
تترتّب الذرّات في ثماني الكبريت S_8 على هيئة حلقة لها شكل التاج، ويبلغ طول الرابطة S-S مقدار 203.7 بيكومتر (بم)، أمّا زاوية الرابطة S-S-S فتبلغ 107.8°، في حيث تبلغ الزاوية ثنائية السطح مقدار 98°؛[64] وتكون الزمرة النقطية من النمط D_{4d}، ويبلغ عزم ثنائي القطب 0 ديباي.[69] يوجد ثماني الكبريت في الطبيعة في الشروط الديناميكية الحرارية القياسية على الشكل ألفا α، وتكون البنية فيه وفق نظام بلوري معيني قائم. تتبع البلّورات وفق ذلك الزمرة الفراغية *Fddd*، وتكون أبعاد الشبكة البلّورية *a* = 1044 بم، و*b* = 1284 بم و*c* = 2437 بم؛ مع وجود 16 وحدة صيغة S_8 لكل وحدة خلية.

عند الدرجة 95.2 °س، وهي دون نقطة انصهاره، يغيّر ثماني الكبريت الحلقي من بنيته البلورية من الشكل ألفا α إلى الشكل بيتّا β؛[64] لكن ترتيب الذرّات في حلقة S_8 الثمانية لا تتأثّر بهذا التغيّر الطوري، ولكنه بالمقابل يؤثّر على التآثرات بين الجزيئية. يتبلور الكبريت على الشكل بيتّا وفق نظام بلوري أحادي الميل، وتكون فيه أبعاد الشبكة البلورية وفق ما يلي: *a* = 1085 بم و*b* = 1093 بم و *c* = 1095 بم؛ وزاوية الميلان بمقدار 96.2°؛ مع وجود 6 وحدة صيغة S_8 لكلّ وحدة خلية؛ ولذلك يكون الشكل بيتّا أقلّ كثافة من الشكل ألفا. ينصهر الشكل بيتّا عند الدرجة 119.6 °س، وهي تدعى نقطة الانصهار المثالية للكبريت، وذلك في مقابل 115 °س التي تمثل نقطة الانصهار الطبيعية للكبريت.[70] عند التبريد يتحوّل الكبريت عائداً إلى الشكل ألفا.[64] يوجد شكل بلوري ثالث ونادر من ثماني الكبريت، وهو الشكل غامّا، الذي يعرَف أيضاً باسم روسيتسكيت، وتتّبع فيه البلّورات نظاماً أحادي الميل أيضاً.[65]

سباعي الكبريت الحلقي

وهو أقلّ متآصلات الكبريت ثباتية؛[65] حيث يقع طول الرابطة S-S فيه ضمن مجال غير عادي بين 199.3 و 218.1 بيكومتر. توجد منه أربعة أشكال بلّورية معروفة (ألفا α- وبيتا β- وغاما γ- ودلتا δ-)؛[64] ويُكشَف عنه غالباً إمّا في الحالة المصهورة أو في محاليل الكبريت في المذيبات اللاعضوية.

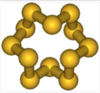
سداسي الكبريت الحلقي



سداسي الكبريت الحلقي S_6

هو متآصل للكبريت تترتّب فيه الذرّات بشكل حلقي على هيئة الكرسي، ويكون طول الرابطة S–S مقدار 2.057 بم؛ وزاوية الرابطة S–S–S مقدار 102.2 °.[71] يوجد سداسي الكبريت الحلقي على شكل بلّورات حمراء برتقالية، وهي تتبع النظام البلوري السداسي؛ وحُضّر أوّل مرّة سنة 1891 من الكيميائي إنغلز بمفاعلة ثيوكبريتات الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك؛[72] لذلك يعرف باسم «كبريت إنغلز». عند الشروط القياسية يتحوّل سداسي الكبريت إلى ثماني الكبريت الأكثر استقراراً.[64]

أشكال مختلفة للكبريت



اثناعشريّ الكبريت الحلقي S_{12}

هناك أشكال حلقية مختلفة للكبريت تتفاوت في أحجامها، ولكنها غير مستقرّة على العموم؛ وأصغر الحلقات المكتشفة هي حلقة خماسية للكبريت، ولكنّه لم يُتمكَّن من عزلها، إنّما جرى الكشف عنها فقط في حالة البخار.[65] أمّا الحلقات الأكبر المكوّنة من 9 ذرات وما فوق (S_n حيث n = 9 – 15, 18, 20) فيمكن تحضيرها ضمن شروط خاصّة،[70] ويعدّ الشكل الاثناعشريّ هو الشكل الأكثر استقراراً فيما بينها، ويمكن تخيّل بنيته على شكل ثلاثة مستويات متوازية، تقع فيها ثلاث ذرّات كبريت في الأعلى وستّ في المنتصف وثلاث في الأسفل.[64]

عند درجات حرارة مرتفعة يمكن الحصول على سلاسل بوليمرية من الكبريت، وهي شديدة التنوّع من حيث طول السلسلة وشكلها والشروط الحرارية التي تتشكّل فيها.[73] هناك خمسة متآصلات مميّزة للكبريت يمكن الحصول عليها عند ضغوط مرتفعة؛[65] أمّا في الحالة الغازية فيمكن أن تتشكّل جزيئات صغيرة S_{2-4}، تتراوح بين الكبريت الثنائي والثلاثي والرباعي، وهي تتشكّل عند درجات أعلى من 550 °س.[64]

الخواص الكيميائية [عدل]

عند احتراقه ينصهر الكبريت إلى سائل أحمر ويصدر لهباً أزرق اللون.

باستثناء الغازات الخاملة وبعض الفلزّات النبيلة مثل الذهب والبلاتين وكذلك بعض اللافلزات مثل النتروجين واليود،[70] فإنّ الكبريت يتفاعل تقريباً مع أغلب العناصر الكيميائية حتى غير النشيطة منها ويشكّل معها مركّبات، كما هو الحال مع الإريديوم الذي يشكّل معه مركب ثنائي كبريتيد الإريديوم.[74] تتطلّب بعض هذه التفاعلات المذكورة درجات حرارة مرتفعة لحدوثها؛[75] ومن جهة أخرى، يتفاعل الكبريت مع الزئبق عند درجة حرارة الغرفة ليشكّل كبريتيد الزئبق الثنائي.

يحترق الكبريت في الهواء عند درجات حرارة تزيد عن 250 °س بلهبٍ أزرق مع تشكّل لغاز ثنائي أكسيد الكبريت، والذي له رائحة خانقة ومهيّجة. بوجود الهواء الرطب يتأكسد الكبريت مع مرور الوقت، بحيث يمكن الحصول على ثنائي أكسيد الكبريت ومنه إلى حمض الكبريتيك. لا ينحلّ الكبريت في الماء، ولكنه ينحلّ في ثنائي كبريتيد الكربون، وبدرجة أقلّ في المذيبات العضوية اللاقطبية مثل البنزين والتولوين. لا يتفاعل الكبريت مع الأحماض غير المؤكسِدة؛ في حين أنّ الأحماض المؤكسِدة مثل حمض النتريك قادرة على أكسدته إلى أيونات الكبريتات الموافقة. في المحاليل القلوية يخضع الكبريت إلى تفاعل عدم تناسب ليعطي الكبريتيد والكبريتيت. ينحلّ الكبريت في محاليل الكبريتيدات ليعطي مركّبات متعدد الكبريتيد المختلفة؛ في حين أنّ إذابته في محاليل الكبريتيت يؤدي في النهاية إلى تشكّل مركبات ثيوكبريتات الموافقة. يمكن أن يشكّل الكبريت أيونات ملوّنة متعدّدة الكهارل، مثل S_8^{+2} (أزرق غامق) وS_4^{+2} (أصفر) وS_{16}^{+2} (أحمر)، وذلك عندما يتفاعل مع المؤكسدات متوسّطة القوّة في الأوساط الحمضية القوية.[76] يُستحصَل على هذه المحاليل الملوّنة مثلاً عند إذابة الكبريت في الأوليوم، وهي ظاهرة وُثّقَت أوّل مرّة سنة 1804، ولكن لم يُعرَف تفسيرٌ لها إلّا في ستينيات القرن العشرين.[64] بالمقابل، يؤدّي اختزال الكبريت إلى الحصول على متعدّدات الكبريتيد، والتي تتألّف من سلاسل من ذرّات الكبريت التي تنتهي بأنيونات كبريتيد سالبة الشحنة S^-:

$$2\,\mathrm{Na} + \mathrm{S_8} \longrightarrow \mathrm{Na_2S_8}$$

يعكس هذا التفاعل مقدرة الكبريت على تشكيل سلاسل ذاتية. تؤدّي برتنة هذه السلاسل إلى الحصول على متعدّدات السلفان الموافقة ذات الصيغة العامة H_2S_x، وأبسطها هو ثنائي السلفان. من التطبيقات المعروفة لهذه المركّبات الاستفادة من الطاقة الناتجة عن تفككها وتشكّلها في تخزين الطاقة في البطاريات الحرارية، كما هو الحال في بطارية ليثيوم-كبريت وبطارية صوديوم-كبريت.

تشكّل الأنواع الكيميائية الحاوية على الكبريت رابطة تناسقية بسهولة نسبياً مع الفلزّات الانتقالية؛ ونظراً لأنّ الأخيرة مستخدمةٌ بشكلٍ أساسيٍّ في الحفّازات، فإنّ هذا التآثر الكيميائي يشكّل خطراً على فعالية الحفاز، ممّا يؤدّي إلى خموله، وتنشأ ظاهرة تعرف باسم تسمّم الحفاز، والتي تحدث حتى بتراكيز منخفضة من الأنواع الكبريتية.[77] يدخل الكبريت مادّةً أوّليةً في بعض تفاعلات الاصطناع العضوي، كما هو الحال في تفاعل أسينغر لتحضير مشتقّات الثيازولين؛[78] وكذلك في تفاعل غيفالد، وهو بدوره تفاعل متعدّد المكوّنات أيضاً، وذلك من أجل تحضير مشتقّات 2-أمينو الثيوفين؛[79] كما يتفاعل الكبريت مع كواشف غرينيار ليشكّل مركّبات الثيوإيثر أو الثيولات.[80]

المركبات الكيميائية [عدل]

تتراوح حالات الأكسدة التي يأخذها الكبريت في مركّباته الكيميائية من −2 إلى +6. تبلغ طاقتا تأيّن الكبريت الأولى والثانية مقدار 999.6 و2252 كيلوجول/مول، على الترتيب؛ ورغم ذلك فإنّ حالة الأكسدة +2 نادرة للكبريت، في حين أنّ الحالتان +4 و+6 أكثر شيوعاً في مركّباته الكيميائية. تبلغ طاقتا تأين الكبريت الرابعة والسادسة مقدار 4556 و8495.8 كيلوجول/مول، على الترتيب؛ ويعود ارتفاع القيمة إلى الانتقال الإلكتروني الداخلي بين المدارات الذرّية.

مع الهيدروجين والفلزات [عدل]

يشكل الكبريت مع الهيدروجين مركّب كبريتيد الهيدروجين H_2S، وهو غاز قابل للاشتعال عديم اللون له رائحة البيض الفاسد، وهو يتشكّل من تفاعل الكبريتيدات M_xS_y مع الأحماض القوية مثل حمض الهيدروكلوريك HCl. يرافق كبريتيد الهيدروجين الغاز الطبيعي، وينتج بكمّيات كبيرة من عمليات نزع الكبريت المهدرج لقطفات النفط. كيميائياً يعدّ كبريتيد الهيدروجين حمضاً ضعيفاً،[81] وهو لا ينحلّ بشكل جيّد في الماء، لكنّه ينحلّ بشكلٍ أكبر في الكحول. يمكن أن تشكّل متعدد الكبريتيدات مركّبات متعدّدات السلفان عند برتنتها.

يتفاعل كبريتيد الهيدروجين طبيعياً ومخبرياً مع أيونات الفلزّات الثقيلة، مثل الأكاسيد والهيدروكسيد، ليشكّل الكبريتيدات الموافقة، كما هو الحال مع كبريتيد الزئبق الثنائي (الزنجفر) وكبريتيد الرصاص الثنائي (الغالينا)؛ وتستخدم هذه الوسيلة في الكيمياء التحليلية في التحليل اللاعضوي النوعي. أمّا ثنائي كبريتيد الهيدروجين H_2S_2، فهو يوجد على شكل سائلٍ مستقرّ، ولكنّ أملاحه معروفة، وهي أملاح ثنائي الكبريتيد، وتوجد في الطبيعة على شكل البيريت على سبيل المثال.[82]

الأكاسيد [عدل]

للكبريت أكاسيد متعدّدة، يستحصَل على الشكلين الأشهر منهما نتيجة احتراق الكبريت بأكسجين الهواء:

$$\mathrm{S} + \mathrm{O_2} \longrightarrow \mathrm{SO_2}$$
$$2\,\mathrm{SO_2} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{SO_3}$$

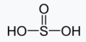
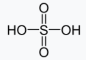
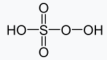
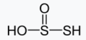
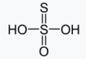
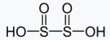
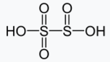
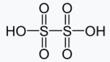
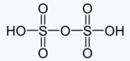
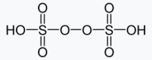
يوجد ثنائي أكسيد الكبريت SO_2 في الشروط القياسية على هيئة غازٍ عديم اللون، ويمتاز بصفاته المهيّجة ورائحته اللاذعة وطبيعته الحمضية؛ وهو ينحلّ بسهولة في الماء ليشكّل حمض الكبريتوز، لذلك يعدّ هذا الأكسيد من الناحية الكيميائية أنهيدريداً للحمض المذكور.[70] أمّا ثلاثي أكسيد الكبريت SO_3 فهو أنهيدريد حمض الكبريتيك، ويوجد هذا الأكسيد في الشروط القياسية على هيئة بلّورات إبرية عديمة اللون، تتميّز بقابليتها المرتفعة للاسترطاب، وهي تنحلّ بشكل ناشر للحرارة في الماء لتشكّل حمض الكبريتيك. لا يعدّ أحادي أكسيد الكبريت SO مستقرّاً إلّا عندما يكون ممدّداً، أمّا في التراكيز المرتفعة فهو سرعان ما يتحوّل إلى ثنائي أكسيد ثنائي الكبريت S_2O_2. هناك مجموعةٌ من تحت أكاسيد الكبريت والتي لها الصيغة العامة S_mO_n، حيث m <2n، وأبسط مركّب منها هو أحادي أكسيد ثنائي الكبريت S_2O؛ لكنّها أكاسيد غير مستقرّة، ويمكن أن يُقدَّر ترتيب استقرارها على الشكل SO <S_2O_2> S_2O.[83]

الأحماض الأكسجينية [عدل]

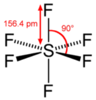
يشكّل الكبريت سلسلةً من الأحماض الأكسجينية، التي لا يمكن عزل بعضها، لذا لا تعرف إلا على شكل الأملاح الموافقة. يمكن لأحماض الكبريت الأكسجينية للكبريت أن تحوي ذرّةً واحدةً من الكبريت، أو أن يكون حمضاً مضاعفاً مؤلّفاً من ذرتي كبريت؛ أو تكون على شكل أحماض أكسجينية متعدّدة الكبريت، ومن الأمثلة على الأخيرة الأحماض متعددة الثيونيك ذات الصيغة العامة $S_n(SO_3H)_2$ (حيث n> 2).

هناك صلة وصل بين ثنائي أكسيد الكبريت وأيون الكبريتيت SO_3^{-2} مع حمض الكبريتوز H_2SO_3؛ في حين توجد صلة وصل بين ثلاثي أكسيد الكبريت وأيون الكبريتات SO_4^{-2} مع حمض الكبريتيك H_2SO_4. يتحدّ حمض الكبريتيك مع ثلاثي أكسيد الكبريت ليتشكّل الأوليوم، وهو محلول من حمض ثنائي الكبريتيك (حمض البيروكبريتيك $H_2S_2O_7$) في حمض الكبريتيك. يعدّ الأخير من المؤكسدات القوية، لأنّ الكبريت يكون فيه في حالة أكسدة مرتفعة. بالمقابل يمكن أن يشكّل الكبريت أحماضاً أكسجينية وهو في حالة أكسدة متدنيّة، كما هو الحال في حمض الثيوكبريتيك $H_2S_2O_3$، ولكن أملاحه من الثيوكبريتات $S_2O_3^{-2}$ أشهر منه، وهي من المختزلات المعروفة.

متوسّط حالة أكسدة ذرّة/ذرّات الكبريت	البنية الجزيئية	اسم الحمض	اسم الملح الموافق
الأحماض من النمط H_2SO_n			

II+	HO—S—OH	حمض الهيبوكبريتوز (أو *حمض السلفوكسيليك*) H_2SO_2	هيبوكبريتيت (أو *سلفوكسيلات*)
IV+		حمض الكبريتوز H_2SO_3	كبريتيت / بيكبريتيت
VI+		حمض الكبريتيك H_2SO_4	كبريتات / بيكبريتات
VI+		حمض بيروكسي أحادي الكبريتيك (أو *حمض البيركبريتيك* أو *حمض كارو*) H_2SO_5	بيروكسي أحادي كبريتات
الأحماض من النمط $H_2S_2O_n$			
I+		حمض الثيوكبريتوز $H_2S_2O_2$	ثيوكبريتيت (أملاحه غير معروفة)
II+		حمض الثيوكبريتيك $H_2S_2O_3$	ثيوكبريتات
III+		حمض ثنائي الثيونوز $H_2S_2O_4$	ثنائي ثيونيت
IV+		حمض ثنائي الكبريتوز $H_2S_2O_5$	ثنائي كبريتيت (أو *ميتابيكبريتيت* أو *بيروكبريتيت*)
V+		حمض ثنائي الثيونيك $H_2S_2O_6$	ثنائي ثيونات
VI+		حمض ثنائي الكبريتيك (أو *حمض البيروكبريتيك* أو *الأوليوم*) $H_2S_2O_7$	ثنائي كبريتات (أو بيروكبريتات)
VI+		حمض بيروكسي ثنائي الكبريتيك $H_2S_2O_8$	بيروكسي ثنائي كبريتات

الهاليدات [عدل]



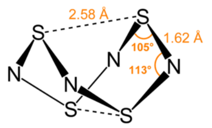
بنية سداسي فلوريد الكبريت

هناك العديد من هاليدات الكبريت المعروفة، وبعضها لها تطبيقات مهمّة في الصناعة، وخاصةً الفلوريدات والكلوريدات؛ أمّا البروميدات فهي قليلة الشهرة، في حين أنّ يوديدات الكبريت غير معروفة. أشهر الفلوريدات هو سداسي فلوريد الكبريت SF_6، ويوجد في الشروط القياسية على هيئة غاز كثيف، ويستخدم وسطاً عازلاً في المحوّلات الكهربائية مرتفعة التوتّر.[70] يوجد ثنائي فلوريد الكبريت SF_2 على شكل غاز عديم اللون، وهو غير مستقرّ؛ أمّا رباعي فلوريد الكبريت فهو كاشف عضوي نادر الاستخدام ومرتفع السمّية ويوجد أيضاً على شكل غاز عديم اللون.[84] هناك أيضاً فلوريدات مضاعفة، مثل ثنائي فلوريد ثنائي الكبريت S_2F_2، والذي يوجد على شكل غاز عديم اللون؛ في حين أنّ عشاري فلوريد ثنائي الكبريت S_2F_{10} هو سائل عديم اللون له رائحة ثنائي أكسيد الكبريت.

من جهةٍ أخرى، فإنّ ثنائي كلوريد الكبريت SCl_2 وثنائي كلوريد ثنائي الكبريت S_2Cl_2 هي كواشف عضوية كلورية للكبريت ومهمّة في المختبرات الكيميائية؛[85] وكذلك الأمر بالنسبة للكلوريدات الأكسجينية، مثل كلوريد الثيونيل $SOCl_2$ وكلوريد السلفوريل SO_2Cl_2 المستخدَمة بكثرة في الاصطناع العضوي؛[86] أمّا رباعي كلوريد الكبريت فهو غير مستقرّ.[85]

يُعرَف من بروميدات الكبريت مركّب ثنائي بروميد ثنائي الكبريت S_2Br_2 وبروميد الثيونيل $SOBr_2$، والأخير من البروميدات الأكسجينية. من الهاليدات المختلطة المعروفة للكبريت مركّب كلوريد خماسي فلوريد الكبريت $SClF_5$؛ كما تعرف أيضاً هاليدات أكسجينية مختلطة من النمط SOX_2 للفلور والكلور؛[70] كما توجد مشتقّات هالوجينية من حمض الكبريتيك، يعرف منها حمض الفلوروكبريتيك HSO_3F وحمض الكلوروكبريتيك HSO_3Cl؛ في حين أنّ حمض البرومكبريتيك غير مستقرّ؛ أمّا حمض اليودوكبريتيك فغير معروف.

مركبات لاعضوية أخرى [عدل]



رباعي نتريد الكبريت

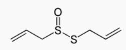
من مركّبات الكبريت مع النتروجين اللاعضوية المثيرة للاهتمام مركّب رباعي نتريد رباعي الكبريت S_4N_4، إذ يعطي تسخينه بوليمراً لاعضوياً من متعدد الثيازيل $(SN)_x$، والذي له خواص كيميائية فلزّية، رغم عدم احتوائه على أيّة فلزّات في تركيبه؛[88][87] كما يمكن أن يُستحصَل على هذا البوليمر أيضاً من مركّب ثنائي نتريد ثنائي الكبريت S_2N_2.[89]

يحوي أنيون الثيوسيانات SCN^- في تركيبه بالإضافة للكبريت على النتروجين والكربون، وهو ملح حمض الثيوسيانيك HSCN. تؤدّي أكسدة الثيوسيانات إلى الحصول على مركّب ثيوسيانوجين $(SCN)_2$، والذي يكون ترتيب الذرات فيه على الشكل NCS-SCN.[90]

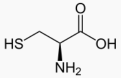
يوجد هناك عددٌ كبيرٌ من كبريتيدات الفوسفور المتفاوتة في أشكالها ونسب عدد الذرّات فيما بينها، ومن أمثلتها المركّبات القفصية P_4S_{10} وP_4S_3.[92][91]

مركبات الكبريت العضوية [عدل]

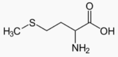
أمثلة على مركّبات كبريت عضوية



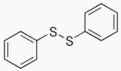
أليسين، مركّب كبريت عضوي يوجد في الثوم.



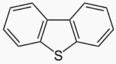
(*R*)-سيستئين، وهو حمض أميني يحوي على مجموعة ثيول في تركيبه.



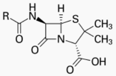
ميثيونين، وهو حمض أميني يحوي على مجموعة ثيوإيثر في تركيبه.



ثنائي كبريتيد ثنائي الفينيل، أحد المركّبات الحاوية على جسر كبريتيدي.



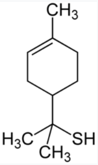
ثنائي بنزوثيوفين، مركّب حلقي غير متجانس موجود في النفط.



البنية الأساسية للبنسلين، وهو مضاد حيوي معروف.

يوجد العديد من أصناف مركّبات الكبريت العضوية منها:[93]

- الثيولات (أو المركبتانات كما كانت تسمى قديماً) R-SH: وهي مشابهات بنيوية للكحولات والفينولات؛ عندما تكون R من الألكيلات، وأبسطها ميثانثيول؛ ويمكن أن تكون R من الأريلات وأبسطها ثيوفينول.
- ثيوإيثرات R_1-S-R_2: وهي مشابهات بنيوية للإيثرات، وأبسطها مركّب كبريتيد ثنائي الميثيل $(CH_3)_2S$.
- السلفوكسيدات R_1-S(=O)-R_2 والسلفونات R_1-S(=O)(=O)-R_2 وهي ثيوإيثرات ترتبط فيها ذرّة أكسجين واحدة أو اثنتين على الترتيب بذرّة الكبريت المركزية. من الأمثلة على السلفوكسيدات مركّب ثنائي ميثيل السلفوكسيد (DMSO)، وهو مذيب معروف؛ ومن الأمثلة على السلفونات مركّب سلفولان.
- الأحماض الأكسجينية الكبريتية العضوية، مثل أحماض السلفنيك RSOH وأحماض السلفينيك RSO_2H، بالإضافة أحماض السلفونيك $R-S(=O)_2-OH$، والأخيرة مستخدمة بشكل واسع في صناعة المنظفات.
- أملاح السلفونيوم $[SR_3]^+$: ومن أمثلتها ثنائي ميثيل بروبيونات السلفونيوم (DMSP)، وهو مركّب مهمّ في دورة الكبريت العضوية لبعض الأحياء البحرية.
- مركّبات كبريتية عضوية متنوّعة مثل المشتقّات الكبريتية للأحماض المعروفة مثل حمض الثيوفسفوريك H_3PO_3S وحمض الثيوأسيتيك CH_3COSH، والأخير هو أحد أحماض الثيوكربوكسيليك. ومن المركّبات الأخرى كل من ثيويوريا $SC(NH_2)_2$ وثنائي أكسيد الثيويوريا $CH_4N_2O_2S$ وغيرها.



بنية ثيوتربينول الموجود في الليمون الهندي

إنّ أغلب المركّبات المذكورة تحوي في تركيبها على رابطة كربون-كبريت أحادية، وتعد الرابطة كربون-كبريت أطول من الرابطة كربون-كربون، إذ يبلغ طولها 183 بيكومتر في الميثانثيول و174 بيكومتر في الثيوفين.[94] يعدّ وجود روابط مضاعفة بين عنصري الكبريت والكربون غير شائع، وربما أشهر الأمثلة على وجودها هو مركّب ثنائي كبريتيد الكربون CS_2، وهو سائل متطاير عديم اللون مشاله بنيوياً لثنائي أكسيد الكربون، وله تطبيقات صناعية مهمّة، مثل استخدامه في صناعة أنسجة الرايون. على العكس من أحادي أكسيد الكربون فإنّ أحادي كبريتيد الكربون غير مستقرّ، ولا يوجد إلّا في الأوساط الممدّدة جدّاً؛ وقد بُرهِنَ على وجوده في الوسط بين النجمي.[95]

تنتشر مركّبات الكبريت العضوية في الطبيعة، فهناك حمضان أمينيان أساسيان حاويان على الكبريت (ميثيونين وسيستئين). كما يوجد الكبريت العضوي في النفط، وذلك غالباً على شكل مركبات حلقية غير متجانسة من مشتقّات الثيوفين. تعدّ روابط ثنائي الكبريتيد S-S (جسور كبريتيدية) ذات أهمّية بنيوية في المركّبات الطبيعية، إذ تعطي خاصّة المتانة والمرونة للبروتينات والهرمونات، كما هو الحال في الكيراتين على سبيل المثال. عند إجراء عملية تجعيد صناعي للشعر، يُعمَد إلى تكسير الجسور الكبريتيدية كيميائياً باختزالها بمركّب حمض الثيوغليكوليك، ومن ثمّ إعادة تشكيلها بعد إجراء التصفيف باستخدام بيروكسيد الهيدروجين. تتميّز مركّبات الكبريت العضوية برائحتها المنفّرة، وهي توجد طبيعياً مثلاً على شكل مركّب أليسين الناتج عن تحوّل مركّب أليين في الثوم، والرائحة الكريهة الصادرة عن حيوان الظربان (3-ميثيل بوتانثيول). كما يمكن أن تستخدم خاصية الرائحة المنفّرة لمركّبات الكبريت العضوية صناعياً، إذ أنّها منبّهة قويّة لحاسّة الشم حيث تُضاف بتراكيز منخفضة كافية؛[96] كما هو الحال عند إضافة مركّبات كبريتية ذات رائحة مميّزة إلى الغاز المنزلي. تعود أقلّ عتبة كشف رائحة مسجلّة لمركّب طبيعي (بمقدار 10^{-4} جزء في البليون) إلى مركّب ثيوتربينول المستخلَص من الليمون الهندي (الكريب فروت).[97]

التحليل الكيميائي [عدل]

التحليل التقليدي

توجد عدّة تفاعلات كيميائية لإجراء التحليل النوعي للكبريت، من ضمنها:

- في حال وجوده في العيّنة يُحوّل الكبريت بعد التفاعل مع فلزّ الصوديوم الحرّ إلى كبريتيد الصوديوم، وهو جيّد الانحلال في الماء، بحيث تتشكّل أنيونات الكبريتيد. عند إضافة محلول ملحي من مركّبات الرصاص الثنائي يتشكّل راسب أسود اللون من كبريتيد الرصاص.

$$S^{2-} + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbS + 2\,NO_3^-$$

- يؤدّي إضافة حمض إلى مركّبات الكبريتيد غير المنحلّة تتشكّل رائحة مميّزة من غاز كبريتيد الهيدروجين، والذي يقوم بتسويد ورق مشبع بمحلول أسيتات الرصاص الثنائي نتيجة تشكّل كبريتيد الرصاص.
- تؤدّي أكسدة المركّبات الحاوية على الكبريت إلى تشكّل أيونات الكبريتيت والكبريتات، حيث يمكن الكشف عن الأخيرة باستخدام محاليل الباريوم الثنائي، إذ يتشكّل جرّاء ذلك راسب أبيض من كبريتات الباريوم:

$$SO_4^{2-} + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2\,Cl^-$$

أمّا الكبريتيت فيُكشَف عنه بواسطة بيكبريتات البوتاسيوم، حيث ينتج غاز ثنائي أكسيد الكبريت الحمضي ذو الرائحة الواخزة:

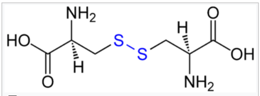
$$2\,KHSO_4 + Na_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$$

التحليل الآلي

يمكن تحليل الكبريت مطيافياً باستخدام مطيافية الرنين المغناطيسي النووي ^{33}S-NMR، وذلك من أجل تحليل الكبريت على شكل الكبريتيت أو الكبريتات؛ إلّا أنّ حساسية هذا الأسلوب التحليلي قليلة، بسبب ندرة الوفرة الطبيعية لهذا النظير.

كما يمكن وفق تقنية الاستشراب الغازي (الكروماتوغرافيا الغازية) الكشف عن الكبريت انتقائياً باستخدام كواشف عاملة وفق مبدأ الضيائية الكيميائية أو البلازما. أمّا من أجل تحديد المحتوى الكلّي من الكبريت في المركّبات العضوية فيمكن تحويلها إلى غاز كبريتيد الهيدروجين، ثم بتحليلها كروماتوغرافياً.[98]

الدور الحيوي [عدل]



الصيغة الجزيئية لمركّب L-سيستين، حيث تظهر رابطة ثنائي الكبريتيد باللون الأزرق

ينتمي الكبريت إلى العناصر الحيوية المهمّة في خلايا الكائنات الحية، وله العديد من الوظائف الحيوية، وهو يدخل في دورة الغذاء على كافّة المستويات التصنيفية للكائنات الحية. تماثل الوفرة الطبيعية للكبريت في جسم الإنسان وفرة البوتاسيوم، وتقدّر كمّيته في جسم إنسان وزنه 70 كغ بحوالي 140 غرام، ويقدّر نسبياً بحوالي 0.25% وزناً؛ ويحوي الغلوبين عند الإنسان حوالي 0.6% وزناً كبريت.[99] يمكن لبعض الأنواع النباتية أن تحوي مكوّنات عضوية كبريتية مثل الأليين وغيرها، والمسؤولة عن الروائح المميّزة للبصل والثوم مثلاً، وذلك إلى نسبة تصل إلى حوالي 5% من وزنها الجاف.[100] عند تعرّض هذه المركّبات في حالتها الطازجة إلى أكسجين الهواء تتأكسد بمساهمة من نشاط إنزيمي إلى مكوّنات كبريتية

عضوية مثل ثنائي كبريتيد ثنائي الأليل والأليسين، وهي المسؤولة عن الرائحة والنكهة المميّزة لهذه النباتات.[101]

البروتينات والعوامل المرافقة العضوية [عدل]

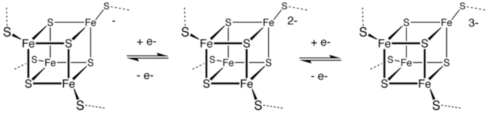
غالباً ما يوجد الكبريت في خلايا الأجسام الحية من النباتات والحيوانات على شكل الحمضين الأمينيين السيستئين والميثيونين، بالتالي فهما يدخلان في تركيب جميع الببتيدات والبروتينات والإنزيمات الحاوية على هذين الحمضين الأمينيين. يعدّ الميثيونين من الأحماض الأمينية الضرورية لجسم الإنسان؛ وباستثناء البيوتين والثيامين، يُصطَنع منه حيوياً أغلب المركّبات الحيوية الحاوية على الكبريت في الجسم. يساهم إنزيم أكسيداز الكبريتيت (مؤكسدة الكبريتيت) في استقلاب الميثيونين والسيستئين عند الإنسان والحيوانات. تعدّ الرابطة ثنائية الكبريتيد (S-S) بين البقايا الطرفية للسيستين في السلاسل الببتيدية ذات أهميّة حيوية في تشكيل بنية البروتينات؛ حيث تعمل هذه الروابط على منح متانة وجساءة إضافية لها.[102] فعلى سبيل المثال تعود القوّة الهيكلية للريش والشعر إلى عدّة أسباب، منها المحتوى المرتفع من روابط S-S في الكيراتين. كما يساهم المحتوى المرتفع من روابط S-S في الشعر والريش أيضاً في عدم قابليتها للتحلّل، وفي إصدارها لرائحة مميّزة عند حرقها. يحوي البيض نسبةً مرتفعةً من الكبريت، وذلك من أجل تأمين تغذية كافية لتشكّل الريش عند الفراخ؛ وبسبب النسبة المرتفعة من الكبريت تلاحظ رائحة كبريتيد الهيدروجين عند تعفّن البيض.

هناك حمضان أمينيان آخران حاويان على الكبريت، وهما هوموسيستئين والتورين، ولكنهما لا يُشفّران من الدنا أثناء اصطناع البروتينات. تستخدم العديد من الإنزيمات ذات الأهمية الخلوية المجموعات الكبريتية الداخلة في تركيبها من أجل المشاركة الفعّالة في التفاعلات التي تتضمّن مجموعة أسيل؛ ومن الأمثلة المعروفة كلّ من مرافق الإنزيم-أ وألفا حمض الليبويك.[102] في العمليات الكيميائية الحيوية داخل الخلية يسهم الكبريت بعمليات الأكسدة والاختزال داخلها؛ إذ أنّ الغلوتاثيون على سبيل المثال، وهو ثلاثي ببتيد يحوي الكبريت في تركيبه، يقوم بدور مختزِن بواسطة وحدة الثيول (SH-) الطرفية. كما تقوم بروتينات ثيوريدوكسين الصغيرة بدورٍ مهمّ في عمليات الاختزال اعتماداً على وجود وحدات سيستئين في بنيتها.

إنّ عملية توليد الميثان، وهي عملية تحوّل كيميائية حيوية مهمّة ومتعدّدة المراحل للحصول على غاز الميثان من غاز ثنائي أكسيد الكربون، تتطلّب وجود العديد من العوامل المرافقة العضوية الحاوية على الكبريت، بما فيها مرافق الإنزيم M، وهو المركّب الطليعي (السلف) المباشر قبل الميثان.[103]

البروتينات الفلزية والعوامل المرافقة اللاعضوية [عدل]

تعدّ البروتينات الفلزية، التي يتكوّن موضعها الفعال من معقّد فلزّ انتقالي قادر على الارتباط بذرّات الكبريت، من المكوّنات ذات الأهمية للإنزيمات المسؤولة عن عمليات انتقال الإلكترون البينية.[104] من الأمثلة على ذلك، كلٌ من بلاستوسيانين والعديد من البروتينات الحاوية على فلزّات النحاس والنيكل والحديد. تتضمّن الأمثلة الأخرى كذلك العناقيد الحديدية-الكبريتية، مثل مركّبات الفيريدوكسين، التي تقوم بدورٍ حيوي بنقل الإلكترونات داخل الخلايا.[105] أمّا في البكتريا، فإنّ إنزيمات نتروجيناز المهمّة تكون حاوية على عنقود Fe–Mo–S، ولها دور تحفيزي مهم ّفي عملية تثبيت النتروجين.[106]



دورة الكبريت واستقلابه [عدل]

كانت دورة الكبريت أولى الدورات الحيوية الجيوكيميائية المكتشَفة، وذلك في أواخر القرن التاسع عشر، حيث وجد سيرجي وينوجرادسكي أنّ بعض أنواع البكتريا التي تعيش في وسطٍ غنيٍّ بالكبريت تقوم بأكسدة غاز كبريتيد الهيدروجين للحصول على مصدرٍ للطاقة. وُجد لاحقاً أنّ الأحياء المؤكسِدة للكبريت تستخدم أنواع كيميائية أخرى إلى جانب كبريتيد الهيدروجين، يكون فيها الكبريت بحالة أكسدة دنيا مثل الكبريت العنصري والكبريتيت والثيوكبريتات، بالإضافة إلى متعدّدات الثيونات مثل رباعي الثيونات.[107] تعتمد هذه البكتريا على إنزيمات تقوم بأكسدة الأنواع الكبريتية إلى كبريتات. توجد هناك حتّى بعض الكائنات الحية جمادية التغذية من البكتريا والعتائق والقادرة على استخدام الطاقة الناتجة من استقلاب الكبريت في إنتاج السكّريات، وهي عملية تعرف باسم التركيب الكيميائي؛ حيث تستخدم مركّبات الكبريت مثل كبريتيد الهيدروجين بدلاً من الماء مانحا للإلكترونات بشكلٍ مشابهٍ لما هو عليه في التركيب الضوئي، حيث يقوم الأكسجين هناك بدور مستقبل للإلكترونات. تكثر هذه الأنواع من الكائنات الحية المعتمدة على الكبريت في استقلابها بالقرب المنافس المائية الحرارية، كما توجد أنواع أخرى تَكَيَّفَ أسلوب غذائها بالتعايش مع هذه الكائنات الحية، ومنها الدودة الأنبوبية الكبيرة. من جهةٍ أخرى، توجد هناك أنواع من بكتيريا مختزلة للكبريت تقوم بعملية اختزال حيوي للكبريتات إلى كبريتيد الهيدروجين.[108]

تقوم النباتات بامتصاص الكبريت من التربة على شكل كبريتات، ومن ثم تختزل إلى كبريتيد عبر الكبريتيت، ثم تُحوَّل داخل النبات إلى سيستئين ومركّبات كبريتية عضوية أخرى.[109] تتطلّب عملية التحويل إلى مكوّنات حيوية أخرى داخل النبات (عملية التمثّل) بالنسبة للكبريت مقداراً من الطاقة يفوق ما تتطلّبه عمليّة تَمَثُّل النترات.[109] من جهةٍ أخرى، يؤثّر نقص الكبريتات في التربة سلباً على محصول النباتات.[110]

الأثر البيئي [عدل]

أثر الأمطار الحمضية على غابة في جمهورية التشيك.

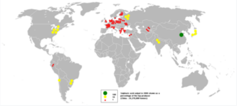
بسبب احتواء الوقود الأحفوري مثل الفحم القاري أو الفحم البني أو النفط على الكبريت فإنّ المعالجة خلال عمليات الاستخراج والتكرير تطلق كمّيات معتبرة من غاز ثنائي أكسيد الكبريت SO_2. يُقدّر أنّ النشاط البشري يساهم بحوالي 35% من انبعاثات هذا الغاز إلى الغلاف الجوّي بكمّية تصل إلى حوالي 400 مليون طنّ سنوياً.[111] يعدّ غاز ثنائي أكسيد الكبريت من الملوّثات، فهو من مكوّنات الضباب الدخاني (ضبخان) المؤذي للصحة؛ كما يمكن أن يتأكسد إلى ثلاثي أكسيد الكبريت SO_3، والذي يمكن أن يتحوّل بسهولة إلى حمض الكبريتيك H_2SO_4 عند نزول المطر، وبذلك يتشكّل ما يعرف باسم المطر الحمضي المدمّر للبيئة.[70]

لذلك فإنّه غالباً ما تُلزَمُ المنشآت المستخرِجة للطاقة بإجراء عملية نزع كبريت غاز العادم. تعتمد تلك العملية بشكلٍ أساسيٍّ على إجراء غسيل للغاز الحمضي بتمريره في وحدة ماصّة ضمن وسط قاعدي، وغالباً من محلول هيدروكسيد الكالسيوم، والذي يقوم بامتصاص غاز ثنائي أكسيد الكبريت ليشكّل في نهاية التفاعل مركّب كبريتات الكالسيوم (الجص) وفق المعادلة:

$$\mathrm{CaO + SO_2 \longrightarrow CaSO_3 \longrightarrow CaSO_4}$$

بالإضافة إلى ذلك فقد جرى تطوير عمليات لنزع أو تخفيض نسبة الكبريت في المشتقّات النفطية مثل نزع الكبريت المهدرج أو عملية كلاوس. إلّا أنّ تلك العمليات لم تكن كافية بالشكل الكافي للحدّ من الاحترار العالمي، ممّا تطلّبَ اتخاذَ تشريعات مناخية على مستوى العالم، والتي تمثّلت بانعقاد مؤتمر باريس للمناخ وتوقيع اتفاقيته.[112] جرّاء ذلك أعلنت المنظمة البحرية الدولية (IMO) على سبيل المثال أنّه ابتداءاً من مطلع سنة 2020 يجب أن لا يزيد محتوى الكبريت في زيت الوقود المستخدم في البواخر والناقلات عن مقدار 0.50% وزناً.[113]

الاستخدامات [عدل]


إنتاج حمض الكبريتيك حول العالم وفق بيانات سنة 2000

يستخدم عنصر الكبريت بشكلٍ أساسي لتحضير مركّبات الكبريت الأخرى، وأهمّها حمض الكبريتيك؛ كما يتفاعل مباشرةً مع الميثان لتحضير ثنائي كبريتيد الكربون، والذي يستخدم لتحضير السيلوفان والرايون.[21] لعنصر الكبريت تطبيقات بحدّ ذاته، فهو يستخدم من أجل فلكنة المطاط، حيث يساهم تشكل سلاسل متعدد الكبريتيد في زيادة تَشَبُّك البوليمر العضوي؛ كما يضاف عنصراً في تحضير أنواع خاصة من الفولاذ.

لمركّبات الكبريت اللاعضوية استخدامات كثيرة متنوّعة، فعلى سبيل المثال تستخدم كمّيات كبيرة من الكبريتيت (السلفيت) في تبييض الورق؛ كما يستخدم مركب كبريتات الكالسيوم في صناعة الإسمنت والأسمدة. بالمقابل تصنّف مركّبات الكبريت العضوية ضمن الكيماويات النقيّة الدقيقة ذات الأهمّية في عددٍ من الصناعات، مثل صناعة الأدوية والمبيدات والأصبغة.

حمض الكبريتيك [عدل]

إن أكثر من حوالي 85% من الكبريت المستخرج يُحوَّل إلى حمض الكبريتيك، وهي مادة كيميائية أولية مهمّة. يُحضَّر حالياً وفق عملية التماس، وفيها يُحوّل الكبريت إلى أكاسيده ثم يُعالَج بالماء بوجود حفّاز من خماسي أكسيد الفاناديوم V_2O_5. لحمض الكبريتيك أهمّية صناعية كبيرة؛ فعلى سبيل المثال، كان حمض الكبريتيك أكثرَ مادّة كيميائية لاعضوية منتجة في الولايات المتحدة الأمريكية سنة 2010.[114] يُستخدَم أكثر من 60% من حمض الكبريتيك المنتَج في صناعة الأسمدة؛[115] كما يستخدم بشكل أساسي في عمليات استخراج الخامات واستخلاص الفلزات وفي تكرير النفط وغيرها من الصناعات الكيميائية الأخرى.[21]

صناعة الأسمدة [عدل]

يعدّ الكبريت بذاته عنصراً مغذّياً للنبات، فيمكن أن يُستخدَم سماداً، إلّا أنّه لا يمكن للنبات أن يمتصّه بحدّ ذاته مباشرة، ولكن يمكن لأنواع من البكتريا أن تحوّله إلى مشتقّات منحلّة، مثل أيون الكبريتات، فتصبح النباتات قادرةً على امتصاصه، وهو يقوم عند امتصاصه بتحسين كفاءة امتصاص المغذّيات الأساسية الأخرى، وخاصّةً النتروجين والفوسفور.[116] يجري هذا التطبيق عادةً في الأماكن التي تعاني من نقص في الكبريت في تربتها.[117][118][119] كما يدخل الكبريت عنصراً في تركيب بعض المواد الكيميائية المهمّة الداخلة في صناعة الأسمدة مثل مركب كبريتات الكالسيوم.

المبيدات [عدل]

يعدّ عنصر الكبريت من أقدم المبيدات المستخدمة، فقد كانت شمعة الكبريت مستخدمةً للقضاء على الطفيليات على اختلافها. فيستخدم مسحوق الكبريت مبيداً للفطريات لبعض المحاصيل مثل العنب والفريز وغيرها؛ إذ له فعالية جيّدة تجاه طيفٍ واسعٍ من أمراض البياض الدقيقي، وكذلك تجاه فطر البقعة السوداء في الورد؛ كما أنّ لاستخدامه في الزراعة العضوية أهمّية كبيرة، فهو يستخدم في مكافحة جرب التفاح والعفونة وغيرها من الآفات الفطرية. لكي يُطبَّق مسحوق الكبريت على المحاصيل فإنه يمكن أن يُرَشّ أرضياً بجهاز أو أن يرشَّ جوياً من طائرة زراعية؛ ويعرَف الكبريت المطبّق لهذا الخصوص تجارياً باسم «الكبريت القابل للبلل»، لأنه يُخلَط مع مكوّنات إضافية تجعله قابلاً للامتزاج مع الماء.[120][121]

شمعة مصنوعة من الكبريت تستخدم للاستدخان.

يستخدَم مسحوق عنصر الكبريت مبيداً للحشرات (خاصّةً العناكب) للقضاء على القرّاد والسوس مثلاً. كما يُطبَّق محلولٌ ممدّدٌ من الكبريت الجيري (والذي يصنع من مزج هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ) مع الكبريت في الماء) على الحيوانات الأليفة للقضاء على الفطريات مثل القوباء الحلقية وجرب الحيوانات والعديد من مسببات الأمراض الجلدية والطفيليات الأخرى.[122]

الصناعات الدوائية [عدل]

يستخدم زهر الكبريت (ثماني الكبريت S_8) في المجال الدوائي مستحضراً لمعالجة عددٍ من الحالات الجلدية. يقوم الكبريت بدورٍ حالٍّ للطبقة القرنية، كما يقوم بالقضاء على البكتريا والفطريات والقراديات المسبّبة للجرب وغيرها من الطفيليات.[123] يمكن أن يطبق الكبريت لهذا الاستخدام راسباً أو مُستَعلَقاً غروانياً على شكل غسول أو كريمات أو مساحيق أو صوابين ضمن مستحضرات التجميل، لعلاج حبّ الشباب والعدّ الوردي والتهاب الجلد الدهني؛[124] ولكن قد لا يخلو الأمر من ظهور آثار جانبية من التهيّج تبدو على شكل أعراض من الجفاف واللسع والحكة والتقشر.[125]

تحوي العديد من الأدوية من الكبريت في تركيبها، ومن أوائل الأمثلة على ذلك مستحضر السلفوناميد، والمعروف باسم «عقار السلفا». ومن الأمثلة الشهيرة أيضاً دخول الكبريت في تركيب مضادات بيتا لاكتام الحيوية، من ضمنها البنسلينات والسيفالوسبورينات وغيرها.[93]

متفرقات [عدل]

- يستخدم غاز ثلاثي أكسيد الكبريت في إنتاج المواد الفعّالة بالسطح (المؤثّرات السطحية) المستخدمة في صناعة المنظّفات، وذلك مثلاً عبر السلفنة العطرية لمركّب دوديسيل البنزين للحصول على سلفونات دوديسيل بنزين الصوديوم، وهي مادّة مهمّة في تركيب منظّفات الغسيل؛[126] كما تضاف مجموعة الكبريتات إلى الكحولات الدهنية بالمعالجة مع حمض الكبريتيك، للحصول على دوديسيل كبريتات الصوديوم على سبيل المثال.[127]
- يستفاد من الطاقة الناتجة عن تفكّك وتشكّل مركّبات متعدد السلفان في تخزين الطاقة في البطاريات الحرارية، كما هو الحال في بطارية ليثيوم-كبريت وبطارية صوديوم-كبريت.
- تضاف كمّيّات صغيرة من غاز ثنائي أكسيد الكبريت (أو مكافئاً من ميتابيكبريتيت البوتاسيوم) إلى النبيذ في مرحلة التخمير، وذلك من أجل إنتاج كمّيّات صغيرة من حمض الكبريتوز (عندما يتفاعل SO_2 مع الماء) وأملاحه من الكبريتيت في المزيج؛ وتلك طريقةٌ لها أهمّيّة كبيرة في صناعة النبيذ؛[128] إذ تعمل هذه المركبات على امتصاص الأكسجين وتثبيط نمو البكتريا الهوائية، والتي ستعمل على تحويل الإيثانول إلى حمض الخليك (الأسيتيك)، مما سيفسد مذاق النبيذ.
- تُصنَع صبغة اللازورد من حرق مزيجٍ من الكبريت والكاولين وملح غلاوبر والنطرون (الصودا) والفحم المنشط. يعود اللون الأزرق الغامق إلى الأيونات الجذرية من متعدّدات الكبريتيد $S_3^{\bullet-}$ المُحتَجَزة ضمن أقفاص الصوداليت.[129]
- يمكن أن يستخدم الكبريت في بعض الأحيان لزخرفة الأثاث الخشبي، حيث يُصبّ مصهور الكبريت في مكانه ثم يُحَفّ ويُنَعَّم. كان هذا الأسلوب شائعاً في القرن الثامن عشر والتاسع عشر في ولاية بنسلفانيا الأمريكية.[130][131]

المخاطر [عدل]

لا يعدّ الكبريت من العناصر السامّة، وكذلك أيضاً مركبات الكبريتات المنحلّة مثل كبريتات المغنسيوم (الملح الإنجليزي). تعدّ أكاسيد الكبريت من الأكاسيد الحمضية وهي من المواد الأكّالة المخرّشة؛ كما تعدّ أحماض الكبريت المستقرّة من الأحماض القويّة، وهي شرهة جدّاً للماء، لذلك فإنّ تماس الجلد معها يؤدّي إلى التسبّب بحروق.[132]

يكون غاز كبريتيد الهيدروجين بتراكيز مرتفعة وبغياب تهوية مناسبة من الغازات السامة؛[133] وتُزال السمّية بالأكسدة إلى كبريتات.[134]

في الحياة والثقافة العامة [عدل]

في اللغة [عدل]

في اللغة العربية

أورد ابن منظور في معجم لسان العرب قول ابن دريد عن الكبريت «لا أَحسبه عربيّاً صحيحاً»؛[3] ويقال كَبْرَتَ بعيرَه: أي طلاه به.[4]

في اللغات الأجنبية

تشتَقُّ كلمة «Sulfur» من الكلمة اللاتينية «sulpur»، والتي جرى تحويرها إلى «sulphur» اعتقاداً أنّ أصلها إغريقي؛ مع العلم أنّ الكلمة اليونانية للكبريت هي «θεῖον» (ثيون)؛ ومن هنا أتت السابقة ثيو- المستخدمة في تسمية مركّبات الكبريت العضوية. مع انقلاب حرف P إلى PH أصبحت التهجئة بحرف f؛ وتغيّر الشكل مع مرور العصور. ففي القرن الثاني عشر الميلادي كانت التهجئة في اللغة الأنجلو-نورمانية «sulfre»؛ وفي القرن الرابع عشر الميلادي أعيد استخدام تهجئة «sulphre» في الإنجليزية الوسطى؛ أمّا في القرن الخامس عشر الميلادي فأصبحت التهجئتان «sulfur» و «sulphur» شائعتين في اللغة الإنجليزية. استمرّ الاستخدام المزدوج حتى القرن التاسع عشر الميلادي، حين جرى اعتماد تهجئة «sulphur» في الإنجليزية البريطانية؛ في حين أنّ الإنجليزية الأمريكية اعتمد فيها تهجئة «Sulfur». اعتمد الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) أسلوب الكتابة على الشكل «sulfur» في أواخر القرن العشرين؛[135] وكذلك لجنة التسمية في الجمعية الملكية للكيمياء.[136] تشير قواميس أكسفورد أن التهجئة باستخدام حرف *-f-* هي الشائعة في السياق الكيميائي التقني، إلا أن الاستخدام العام لها يشيع بازدياد في بريطانيا أيضاً.[137]

يُسمّى هذا العنصر في اللغة الألمانية «Schwefel» (*شفيفل*)، وذلك عبر اللغة الألمانية العليا الوسطى «swëbel»، من اللغة الألمانية العليا القديمة «swëbal»، والتي تقارب الكلمة اللاتينية «sulpur». يعتقد أن أصل الكلمة في اللغات الهندية الأوروبية قد يعود إلى الجذر «suel»، والذي يعني «المحترق ببطء».[138]

في الأديان [عدل]

ورد ذكرالكبريت في الكتاب المقدّس 14 مرّة؛[5] حيث ورد ذكره في التوراة وفي سفر التكوين، وعادةً ما تشير الترجمات الإنجليزية للإنجيل للكبريت المشتعل باسم «brimstone»،[81] والذي يعني «الحجر المحترق»،[139] وهو ما أتى بتعبير «النار والكبريت» في المواعظ التي ترهّب من العقاب الإلهي.

وفي التصوّف الإسلامي يرد ذكر الكبريت الأحمر في عناوين الكتب،[6] ومنها كتاب «الكبريت الأحمر في بيان علوم الشّيخ الأكبر» لمؤلّفه عبد الوهاب الشعراني، والذي دافع فيه عن شيخه محيي الدين بن عربي. والكبريت الأحمر شيءٌ افتراضيٌّ يُضرب به المثل من حيث القيمة المثالية، أو من حيث نُدرة الوجود، أو الشيء الذي يستحيل العثور عليه.[7]

المراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ إيلهارد فيدمان (2020)، *دراسات وأبحاث في تاريخ العلوم العربية والإسلامية*، ترجمة الدكتور سائر بصمه جي Dar Al Kotob Al Ilmiyah دار الكتب العلمية، صفحة 92، مؤرشف من الأصل في 21 مايو 2020
2. ^ عزيزة فوال بابتي (2009)، *موسوعة الأعلام (العرب والمسلمين والعالميين) 1-4 ج2*، Dar Al Kotob Al Ilmiyah دار الكتب العلمية، 2009، صفحة 69، مؤرشف من

4. ^ "مدخل كلمة كبريت في القاموس المحيط عبر موقع المعاني". مؤرشف من الأصل في 17 مايو 2020.
5. ^ موقع الأنبا تكلاهيمانوت القبطي الأرثوذكسي. "قاموس الكتاب المقدس". مؤرشف من الأصل في 17 سبتمبر 2017.
6. ^ البحث عن "الكبريت الأحمر" في جوجل كتب نسخة محفوظة 18 مايو 2020 على موقع واي باك مشين.

بلغات أجنبية [عدل]

1. ^ *Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics* (PDF). CRC press. 2000. ISBN 0849304814.
2. ↑ أ ب ت Zhang, Yunming (1986). "The History of Science Society: Ancient Chinese Sulfur Manufacturing Processes". *Isis*. **77** (3): 487. doi:10.1086/354207.
3. ↑ أ ب N. Figurowski: *Die Entdeckung der chemischen Elemente und der Ursprung ihrer Namen.* Aulis-Verlag Deubner, Köln 1981, ISBN 3-7614-0561-8, S. 179–180.
4. ^ Rapp, George Robert (4 February 2009). *Archaeomineralogy*. صفحة 242. ISBN 978-3-540-78593-4. مؤرشف من الأصل في 17 فبراير 2020.
5. ^ *Odyssey, book 22, lines 480–495*.

73. ^ Theilig, Eilene (1982). *A primer on sulfur for the planetary geologist*. NASA Contractor Report 3594, Grant NAGW-132, Office of Space Science and Applications, Washington, DC, USA: National Aeronautics and Space Administration, Scientific and Technical Information Branch. صفحة 4. مؤرشف من الأصل في 13 أبريل 2020.
74. ^ Munson, Ronald A. (February 1968). "The synthesis of iridium disulfide and nickel diarsenide having the pyrite structure" (PDF). *Inorganic Chemistry*. **7** (2): 389–390. doi:10.1021/ic50060a047. مؤرشف من الأصل (PDF) في 12 أبريل 2019.
75. ^ Egon Wiberg; Nils Wiberg (2001). *Inorganic Chemistry*. Academic Press.

www.perseus.tufts.edu. Retrieved on 16 August

مؤرشف من .ISBN 978-0-12-352651-9 .صفحات– 513

كبريت في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

ع • ن • ت — **الجدول الدوري**

ع • ن • ت — **عوامل علاج حب الشباب**

ع • ن • ت — **مستحضرات جلدية أخرى**

ع • ن • ت — **مكملات غذائية**

ضبط استنادي	BNE: XX534797 · BNF: cb11947003d (data) · GND: 4180380-2 · LCCN: sh85130365 · NARA: 10645875 · NARA: 10645875 · NDL: 00564201
معرفات كيميائية	***ZVG number***: 8130 · ***KEGG ID***: C00087 · ***ECHA***: 100.028.839 · ***ChEBI ID***: 33403, 26833 · ***CosIng number***: 75467 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID9034941 · ***EC no.***: 231-722-6 · ***NSC number***: 403664 · ***CAS Number***: 7704-34-9

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الكيمياء**

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 9 سبتمبر 2020 (قارن بالنسخة الحالية • صفحة النقاش • صفحة التصويت)

تصنيفات: كبريت | أدوية حب الشباب | بوليمرات لاعضوية | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | قوالب صحة ورشاقة | كالكوجينات | كيماويات زراعية | لافلزات | مركبات الكبريت | معادن عناصر طبيعية | معادن غذائية | معادن معينة قائمة

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 12 يناير 2021، الساعة 07:08.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

Powered By MediaWiki — a WIKIMEDIA project

كلور

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر كلور (توضيح).

الكلور هو عنصر كيميائي رمزه **Cl** وعدده الذرّي 17؛ ويقع في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الثالثة وفي المرتبة الثانية في مجموعة الهالوجينات تحت الفلور وفوق البروم. يوجد الكلور في الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز ثنائي الذرّة Cl_2 ذي لونٍ أصفرٍ مخضرّ، وهو ذو نشاطٍ كيميائي كبير ويتفاعل مع أغلب العناصر الأخرى ليشكّل مركّبات منها، إذ أنّه من المؤكسدات القويّة، وله ألفة إلكترونية كبيرة، ويحتلّ المرتبة الثالثة في ترتيب كهرسلبية العناصر، وذلك بعد الفلور والأكسجين.

حُضِّرَ عنصر الكلور من تفاعل كيميائي لأوّل مرة سنة 1630، ولكن لم يتمكّن العلماء من التعرّف عليه حينئذٍ؛ وكان كارل فلهلم شيله أوّل من وصف غاز الكلور، وذلك سنة 1774، لكنّه ظنّ حينها أنّه أكسيد لعنصر جديد، إلّا أنّ تجارب الكيميائيين فيما بعد بيّنت أنّه عنصرٌ نقي، وذاك ما أكّده همفري ديفي سنة 1810، وأطلق عليه اسم الكلور من الإغريقية «χλωρός» (خلوروس)، والتي تعني «الأخضر الشاحب» نظراً للونه.

يأتي ترتيب الكلور في المرتبة التاسعة عشرة من حيث وفرته في القشرة الأرضية؛ إلّا أنّه يوجد بشكل وافر على شكل أيون كلوريد منحلّ في ماء البحر (خاصّةً على شكل كلوريد الصوديوم)؛ كما يمكن الحصول على كافّة أشكال الكلوريدات الأخرى من حمض الهيدروكلوريك. يُستحصَل على الكلور تجارياً من الأجاج (محاليل ملحية مركّزة) بعملية تحليل كهربائي، وخاصّةً بواسطة عملية الكلور القلوي. ساهمت الخواص المؤكسدة القويّة للكلور في دخوله بتطبيقاتٍ تجارية شائعة الاستخدام، مثل عمليات تبييض الملابس (القَصْر) وفي صناعة المطهّرات؛ بالإضافة إلى دخوله ضمن المتفاعلات في الصناعة الكيميائية؛ فهو يدخل مثلاً في تركيب بوليمر كلوريد متعدد الفاينيل (PVC) واسع الانتشار.

عند تراكيز مرتفعة فإنّ غازَ الكلور خَطِرٌ وسامٌّ للغاية بالنسبة للكائنات الحية؛ وقد جرى استخدامه سلاحاً كيميائياً لأوّل مرّة في الحرب العالمية الأولى؛ بالمقابل فإنّ أيون الكلوريد ذو دورٍ حيويٍّ مهمّ. من جهةٍ أخرى، فإنّ مركّبات كلوروفلوروكربون ذات تأثيرٍ سلبي على البيئة، حيث تلعب دوراً كبيراً في نضوب طبقة الأوزون.

آرغون ← **كلور** → كبريت

F ↑ **Cl** ↓ Br

$_{17}Cl$

المظهر

غاز أصفر مخضر

(سائل أصفر عندما يُسَيَّل)

الخطوط الطيفية للكلور

الخواص العامة

الاسم، العدد، الرمز	كلور، 17، Cl
تصنيف العنصر	هالوجين
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 3، p
الكتلة الذرية	35.453 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne]; $3s^2$ $3p^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 7 (صورة)

الخواص الفيزيائية

الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 3.2 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	1.5625[1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	171.6 ك، -101.5 °س، -150.7 °ف
نقطة الغليان	239.11 ك، -34.04 °س، -29.27 °ف
النقطة الحرجة	416.9 ك، 7.991 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(Cl_2) 6.406 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(Cl_2) 20.41 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(Cl_2) 33.949 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	128	139	153	170	197	239

الخواص الذرية

أرقام الأكسدة	7، 6، **5**، 4، **3**، 2، **1**، **-1** (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	3.16 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1251.2 كيلوجول·مول$^{-1}$ الثاني: 2298 كيلوجول·مول$^{-1}$ الثالث: 3822 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	102±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	175 بيكومتر

خواص أخرى

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

لم يُعرَف الكلور عنصراً كيميائياً مستقلّاً إلّا في مطلع

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Монгол
Русский
中文
بقية الوصلات: 143
عدل الوصلات

آرغون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

(بالتحويل من أرغون (عنصر))

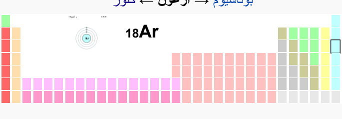
لمعانٍ أخرى، انظر أرغون (توضيح).

الآرغون[ملاحظة 1] هو عنصر كيميائي رمزه **Ar** وعدده الذرّي 18؛ وهو ينتمي إلى مجموعة الغازات النبيلة في الجدول الدوري؛ ويوجد على شكل غاز أحادي الذرّة، وهو عديم اللون والرائحة. يعدّ الآرغون، بعد النتروجين والأكسجين، ثالث أكثر الغازات وفرةً في غلاف الأرض الجوّي بنسبةٍ مقدارها 0.934% حجماً (تقريباً 1% من حجم الهواء)؛ كما أنّه أكثر عناصر الغازات النبيلة وفرةً في العيّنات المستحصلة من القشرة الأرضية. إنّ أغلب الآرغون الموجود في الغلاف الجوّي للأرض هو على شكل آرغون-40، والأخير ينشأ من التحلّل الإشعاعي لنظير البوتاسيوم-40 في القشرة الأرضية. أمّا في الكون فإنّ النظير آرغون-36 هو السائد، وهو يتشكّل من التخليق النووي للعناصر في المستعرات العظمى.

يعود اكتشاف هذا العنصر إلى سنة 1894، وهو أوّل الغازات الخاملة المكتشفة، حين تمكّن وليام رامزي وجون وليام سترت (لورد رايلي) من نشر أبحاثهما عن الغاز الجديد المكتَشف في الهواء، وأطلقا عليه اسم آرغون، وهي كلمة ذات أصل إغريقي، وتعني «خامل»، وذلك إشارةً إلى خموله الكيميائي. وبالفعل، فإنّ الآرغون لا يقوم بتشكيل أيّة مركّبات كيميائية، إلّا بحالات نادرة جدّاً، ويعود ذلك إلى اكتمال غلاف التكافؤ بالإلكترونات. تندرج أغلب القيم الفيزيائية للآرغون، من نقطتي الانصهار والغليان والكثافة، بين قيم العنصر الخامل الأخفّ منه (النيون) وعنصر الكريبتون الأثقل منه.

يُستحصَل على الآرغون تجارياً من التقطير التجزيئي للهواء، وهو يستخدم في التطبيقات التي تتطلّب تأمينَ جوٍّ من غازٍ خامل، مثل استخدامه غازاً حاجباً في عمليات اللحام القوسي، وكذلك في المختبرات الكيميائية عند إجراء التفاعلات الكيميائية الحسّاسة للأكسدة بأكسجين الهواء؛ كما يستخدم الآرغون أيضاً في تعبئة المصباح الفلورية والمتوهّجة. هناك نوعٌ خاصٌّ من أنواع الليزر، الذي يمكن إصداره من الآرغون، وله لون أخضر مزرق مميّز.

بوتاسيوم ← **آرغون** ← كلور



Ne
↑
Ar
↓
Kr

المظهر	

غاز عديم اللون ذو وميض ليلكي/بنفسجي في حالة البلازما

الخطوط الطيفية للآرغون.

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	آرغون، 18، Ar
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 3، p
الكتلة الذرية	39.948 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ne]؛ $3s^2\ 3p^6$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 8 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 1.784 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	1.40 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	83.80 ك، −189.35 °س، −308.83 °ف
نقطة الغليان	87.30 ك، −185.85 °س، −302.53 °ف
نقطة ثلاثية	83.8058 كلفن (-189°س)، 69 كيلوباسكال
النقطة الحرجة	150.87 ك، 4.898 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	1.18 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	6.43 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)		47	53	61	71	87

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	0
الكهرسلبية	لا بيانات (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1520.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2665.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3931 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	106±10 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	188 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
الناقلية الحرارية	17.72x10^{-3} واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 27 °س) 323 متر/ثانية
رقم CAS	7440–37–1
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر الآرغون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{36}Ar	0.337%	^{36}Ar هو نظير مستقر وله 18 نيوترون			
^{37}Ar	مصطنع	35 يوم	ε	0.813	^{37}Cl
^{38}Ar	0.063%	^{38}Ar هو نظير مستقر وله 20 نيوترون			
^{39}Ar	نادر	269 سنة	β^{-}	0.565	^{39}K
^{40}Ar	99.600%	^{40}Ar هو نظير مستقر وله 22 نيوترون			
^{41}Ar	مصطنع	109.34 دقيقة	β^{-}	2.49	^{41}K
^{42}Ar	مصطنع	32.9 سنة	β^{-}	0.600	^{42}K

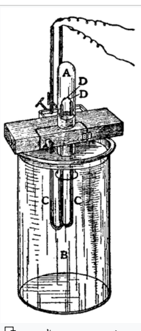
ع · ن · ت

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

لورد رايلي، مكتشف الآرغون إلى جانب وليم رامزي

أجرى هنري كافنديش سنة 1783 تجربةً كان هدفها دراسة الخواص التفاعلية للهواء، والتي كانت أوّل دليل على وجود الآرغون ضمن تركيب الهواء. قام كافنديش بتمرير تيّار كهربائي في كمّية محسوبة من غازي الأكسجين والنتروجين المستَحصَلين من الهواء، ممّا أدّى إلى حدوث تفاعل بينهما وتشكّل أكاسيد النتروجين؛ لكنّ كمّيةً ضئيلةً من الغاز لم تتفاعل، ولم يتمكّن حينها من تفسير تلك الظاهرة؛[2] لكنّه خمّن وجود غاز غير فعّال في الهواء.[3]



رسم توضيحي يعود إلى الموسوعة البريطانية سنة 1911 يصوّر جهاز تجربة كافنديش. A: أنبوب اختبار؛ B: محلول قلوي ممدّد؛ C: أنبوب زجاجي على شكل حرف U؛ D: قطب من البلاتين

عُزِلَ غاز الآرغون أوّل مرّة سنة 1894 أثناء قيام جون وليام سترت (لورد رايلي) ووليام رامزي بتجاربهما على الهواء في كلّية لندن الجامعية.[4] ولكن سبق ذلك بعض التجارب التي أجراها نيوال وهارتلي[ملاحظة 2] سنة 1882؛ حيث لاحظا أنّ طيف الانبعاث للهواء لا ينطبق تماماً على العناصر المعروفة حينها.[5] بعد ذلك لاحظ لورد رايلي سنة 1892 وجود فرق في كثافة غاز النتروجين بين عيّنة مستحصلة من الهواء ومن عينة مستحصلة من تفكّك الأمونيا؛ كما قام أيضاً بإعادة تجربة كافنديش في مفاعلة مكوّنات الهواء، وتوصّل إلى نفس نتيجته.

بعد عرض النتائج على وليم رامزي، قاما بتكرار التجربة وذلك بحجز كمّية من الهواء الجوّي مع كمّية إضافية من الأكسجين في أنبوب اختبار (A) مقلوباً رأساً على عقب فوق كمّية فائضة من محلول قلوي ممدّد (B)، والذي كان وفق تجربة كافنديش من هيدروكسيد البوتاسيوم؛[3] ثم قاما بتمرير تيار كهربائي في عيّنة الهواء بين قطبي البلاتين، واللذان يَمُرّان مَعزولَين داخل أنبوبَين (C) في المحلول على شكل حرف U وينتهيان بشكلٍ مكشوفٍ (D) دون عزلٍ أعلاه. تمّ تأمين القدرة الكهربائية من خلية غروف وملف حث (وشيعة تحريض) ذات حجم متوسّط. عند تمرير التيّار يتشكّل قوسٌ كهربائي ويتفاعل جرّاء ذلك غازا الأكسجين والنتروجين، ويمتصّ المحلول القلوي حينها أكاسيد النتروجين، بالإضافة إلى ثنائي أكسيد الكربون. كما قاما بإعادة تمرير التيّار الكهربائي لمرّات عدّة لمدّة تتراوح بين الساعة والساعتين، حتّى لم يَعُد يلاحظ تضاؤلٌ في حجم الغاز؛ كما لم تعد تلاحظ الخطوط الطيفية للنتروجين في العيّنة؛ كما قاما بالتخلّص من كمّية الأكسجين المتبقيّة بالتمرير على محلولٍ قلويّ من البيروغالول، ليتمكّنا في النهاية من عزل الغاز الجديد.

أيقن رامزي ولورد رايلي بعد تجارب عدّة أنّ الغاز الجديد هو مكوّن جديدٌ غير فعّال في الهواء؛[6] وأطلقا عليه اسم «Argon» وذلك من الإغريقية «ἀργόν»، وهي المفرد العادم (المحيّر) من «ἀργός»، والتي تعني: خامل، وذلك إشارةً إلى خموله الكيميائي؛[7] وبذلك يكون الآرغون أوّل الغازات النبيلة المكتَشفة.[8][9] كان رمز هذا العنصر في الجدول الدوري "A" إلى سنة 1957، حين غُيِّر إلى "Ar".[10]

الوفرة الطبيعية [عدل]

يعدّ الآرغون ثالثَ الغازات وفرةً في تركيب الغلاف الجوّي للأرض بعد النتروجين والأكسجين؛ وأكثر الغازات النبيلة وفرةً في الأرض،[11] فهو يشكّل ما نسبته 0.934% حجماً في تركيب الغلاف الجوّي، أي ما يعادل 1.288% بالنسبة للكتلة.[12] كما يوجد الآرغون أيضاً في ماء البحر وفي القشرة الأرضية بتركيز مقداره 1.2 جزء في المليون (ppm) و0.45 جزء في المليون (ppm)؛ على الترتيب.[13] يتكوّن أكثر من 99% من الآرغون الموجود في الأرض من النظير ^{40}Ar، والذي ينشأ من تحلّل نظير البوتاسيوم ^{40}K. ينطلق الآرغون عند انصهار الصخور في الوشاح الجيولوجي الأرضي، ويوجد بكميّات جيّدة في الطبقات البازلتية للقشرة المحيطية.[14] كما يمكن أن يصل الآرغون من الصخور إلى المياه الجوفية لينحلّ بها، مثلما هو الحال في بعض مياه الينابيع العميقة.[15]

أمّا بالنسبة للكون، فإنّ الآرغون يعدّ من العناصر الوفيرة نسبياً، وذلك بشكلٍ يقارَن مع عنصرَي الكبريت والألومنيوم؛[16] وهو يأتي من حيث ترتيب وفرة الغازات النبيلة في المرتبة الثالثة بعد الهيليوم والنيون. يتشكّل الآرغون أثناء التخليق النووي للعناصر في النجوم والكواكب الغازية على هيئة نويدة ابتدائية من النظيرَين ^{36}Ar و^{38}Ar، وذلك بنسبة من ^{36}Ar إلى ^{38}Ar تصل إلى 5.7؛ أمّا النظير الثالث المستقرّ للآرغون ^{40}Ar فلا يوجد في الكون إلا بكميّات ضئيلة نسبياً.[17]

الإنتاج [عدل]

يُستحصَل على الآرغون صناعياً من التقطير التجزيئي للهواء السائل في وحدات فصل الهواء المبرَّدة بعمق؛ حيث يُفصَل الآرغون (يغلي عند 87.3 كلفن) عن المكوّنين الرئيسيّين الباقيَين النتروجين السائل الذي يغلي عند 77.3 كلفن؛ والأكسجين السائل الذي يغلي عند الدرجة 90.2 كلفن. ينتج وفق هذه العملية سنوياً حوالي 700,000 طن من الآرغون في مختلف أرجاء العالم.[13][18] يُجرى فصل مكوّنات الهواء تقنياً وفق عملية ليندة، حيث لا يُفصَل الآرغون في عمود التجزئة الرئيسي للعملية، إنّما في عمودٍ خاصٍّ به. يُستحصَل في البداية على آرغون خامّ، والذي يحوي على شوائب تتراوح بين 3–5 % أكسجين وحوالي 1 % نتروجين. يُعالَج الآرغون الخامّ في مرحلةٍ لاحقة، وذلك بايصال درجة حرارة المزيج إلى درجة حرارة الغرفة، مع تطبيق ضغطٍ يتراوح بين 4–6 بار. ثمّ تضاف كمّية من الهيدروجين إلى الوسط حيث يتفاعل بوجود حفّاز مناسب مع الأكسجين ليتشكّل الماء؛ ثمّ تزال الغازات وتمرّر على عمود تجزئة آخر لفصل النتروجين، بحيث ينتج في النهاية غاز آرغون بنقاوةٍ تصل إلى 99.9999%.[19] يمكن أن ينتج الآرغون من عمليات أخرى تتضمّن معالجة الغازات، مثل إنتاج الأمونيا وفق عملية هابر-بوش، وكذلك من إنتاج غاز الاصطناع أو إنتاج الميثانول؛ حيث تُفصَل الغازات إمّا بالامتزاز أو التقطير بالتجزئة كما في عملية ليندة من أجل الحصول على الآرغون النقي.[19]

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الآرغون

أكثر نظائر الآرغون انتشاراً في كوكب الأرض هو النظير آرغون-40 ^{40}Ar، والذي له وفرة طبيعية مقدارها 99.6%؛ في حين أنّ النظيرَين الآخرَين آرغون-36 ^{36}Ar وآرغون-38 ^{38}Ar لهما وفرةٌ مقدارها 0.34% و0.06%؛ على الترتيب. على العموم فإنّ للآرغون أربعة وعشرون نظيراً معروفاً، تتراوح أعداد الكتلة لها بين 30 و53، مع وجود مصاوغ نووي واحد وهو ^{32m}Ar. إنّ أطول نظائر الآرغون المشعّة عمراً هو النظير آرغون-39 ^{39}Ar بعمر نصف 269 سنة والنظير آرغون-42 ^{42}Ar بعمر نصف 32.9 سنة والنظير آرغون-37 ^{37}Ar بعمر نصف 35.04 يوم. لباقي نظائر الآرغون المشعّة أعمار نصف أقلّ من ساعتين وأغلبها أقلّ من دقيقة واحدة. أقلّ هذه النظائر المشعّة عمراً هو النظير آرغون-30 ^{30}Ar بعمر نصف أقلّ من 20 نانو ثانية.[20]

ينشأ نظير الآرغون ^{40}Ar من التحلّل الإشعاعي لنظير البوتاسيوم ^{40}K، والذي له عمر النصف 1.25 × 10^9 سنة وذلك بنسبة 11.2% بعملية التقاط إلكترون أو انبعاث بوزيترون؛ في حين أنّ النسبة المتبقيّة (88.8%) يتحلّل فيها ^{40}K إلى النظير المستقرّ ^{40}Ca بعملية اضمحلال بيتا. يتمّ الاستفادة من هذه الخواص والنسب في تحديد عمر الصخور بواسطة التأريخ بنظائر البوتاسيوم-الآرغون.[13][21] ينشأ النظير آرغون-39 ^{39}Ar في غلاف الأرض الجوّي من أثر الأشعّة الكونية، وذلك بشكلٍ رئيسيّ من التقاط نيوترون من النظير ^{40}Ar، ويتبع ذلك انبعاث نيوترونَين؛ كما يمكن أن يتشكّل في الطبقات تحت السطحية؛ كما ينتج من التقاط نيوترون من النظير ^{39}K ثمّ بانبعاث بروتون. ينتج النظير آرغون-37 ^{37}Ar من التقاط نيوترون من النظير ^{40}Ca، ثمّ بانبعاث جسيم ألفا نتيجةً لإجراء اختبارات الأسلحة النووية تحت السطحية؛ وله عمر نصف مقداره 35 يوم.[21]

أمّا في الكون فإنّ الآرغون ينشأ من تفاعلات الانصهار النجمي وذلك بشكلٍ سائدٍ وفق عملية ألفا بحيث أنّ النظير آرغون-36 ^{36}Ar هو النظير الأكثر وفرةً في الكون، حيث تصل نسبته فيه إلى 84.6% (وذلك وفقاً لقياسات الريح الشمسية).[22] كما أنّ النسبة بين النظائر الثلاثة ^{36}Ar : ^{38}Ar : ^{40}Ar في الغلاف الجوّي للكواكب الخارجية هي 1 : 1600 : 8400.[23] وهذا يعاكس الوفرة النسبية الضئيلة للنويدة الابتدائية آرغون-36 ^{36}Ar في الغلاف الجوّي للأرض.

الخواص الفيزيائية [عدل]

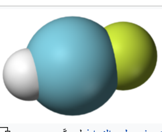
قطعة من الآرغون الصلب، ويلاحظ الانصهار السريع لها.

يوجد الآرغون في الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل غاز أحادي الذرّة عديم اللون والرائحة، وهو يتكاثف عند الدرجة 87 كلفن (−186 °س) ويتصلّب عند الدرجة 84 كلفن (−189.3 °س). يتبع الآرغون في الحالة الصلبة النظام البلّوري المكعّب، ويبلغ ثابت الشبكة البلورية فيه مقدار 526 بيكومتر عند الدرجة 4 كلفن.[24]

بكثافةٍ مقدارها 1.784 كغ/م^3 عند الدرجة 0 °س وضغط 1013 هكتوباسكال فإنّ الآرغون النقيّ أكثف من الهواء. تقع النقطة الثلاثية في مخطط أطوار الآرغون عند 83.8 كلفن و689 هكتو باسكال.[25] أمّا النقطة الحرجة فهي عند 150.86 كلفن و4896 كيلوباسكال؛ والكثافة الحرجة عند قيمة مقدارها 0.536 غ/سم^3.[15]

إنّ الآرغون قابل للانحلال في الماء، حيث ينحلّ منه عند الضغط العادي والدرجة 0 °س مقدار 53.6 ميلي لتر لكلّ لتر ماء؛[26] وبذلك تقارب انحلالية الآرغون في الماء قيمة الأكسجين، وهو أكثر انحلالاً من النتروجين بمرتين ونصف.

الخواص الكيميائية [عدل]



نموذج ملء الفراغ لمركب فلوروهيدريد الآرغون.

ينتمي الآرغون إلى الغازات النبيلة، إذ يحقّق توزيعه الإلكتروني قاعدة الثمانيات، فالغلاف الإلكتروني الخارجي ممتلئ. وهذا يفسّر وجود الآرغون على شكل غازٍ أحاديّ الذرّة، كما يفسّر الخمول الكيميائي لهذا العنصر؛ إذ لا يتفاعل الآرغون في الشروط العادية مع أيّ عنصر آخر، ولا يميل إلى تشكيل أيّة مركّبات كيميائية. يمكن تحت شروط قاسية أن يشكّل الآرغون مركّبات ضعيفة الاستقرار عند درجات حرارة منخفضة جدّاً. فعلى سبيل المثال يتشكّل فلوروهيدريد الآرغون HArF، وهو مركّب من الآرغون مع عنصري الفلور والهيدروجين، عند درجات حرارة أدنى من 17 كلفن (−256 °س).[27][28] لم يكن HArF أوّل المركبات المكتَشفة للآرغون، ولكنّه أصبح أكثرها شهرةً؛[28][29] إذ أنّ أوّل مركّب للآرغون هو المعقّد $ArW(CO)_5$ مع خماسي كربونيل التنغستن، والذي عُزِلَ أوّل مرّة سنة 1975، لكنه لم ينل الشهرة الكافية.[30]

من الممكن أيضاً في شروطٍ خاصّة الحصولُ على معقّدات ArF في الحالة المثارة؛ وكذلك على أيونات على الشكل ArH^+؛ أو على الشكل $ArCF_2^{+2}$.[31] يمكن نظرياً الحصول على مركّبات أخرى شبه مستقرّة للآرغون؛[32] لكن لم يتمّ التمكّن من اصطناعها وتحضيرها بعد؛ خاصّةً أنّ الحصول عليها يتطلّب شروطاً صعبة التحقيق. فعلى سبيل المثال، عُثِرَ على الآرغونيوم، وهو شكلٌ أيوني من هيدريد الآرغون، في الوسط بين النجمي في الفضاء الخارجي.[33][34] كما يمكن الحصول على شكل صلب من مزيج من الآرغون والهيدروجين $Ar(H_2)_2$، والذي تحقّق بنيته البلّورية نمط طور لافس، وذلك عند ضغوطٍ مرتفعةٍ للغاية تبدأ من 4.3 غيغاباسكال.[35]

من جهة أخرى، يمكن للآرغون أن يشكّل مركّبات قفصية (كلاثيرات) مع الماء، عندما تُحتَجز ذرّات من الآرغون ضمن شبكة مكوّنة من جزيئات الماء.[36] يكون هذ المركب القفصي مستقرّاً عند الدرجة −183 °س، وتكون سرعة تشكّله بطيئةً جدّاً؛ بالمقابل، فإنّه عند مزج الجليد مع الكلوروفورم يمكن أن يتشكّل مركب الآرغون القفصي عند −78 °س.[37] وجد أيضاً أنّ مركّب كلاثيرات الآرغون مستقرٌّ أيضاً في وسطٍ من الهيدروكينون.[38]

الاستخدامات [عدل]

أسطوانات غاز حاوية على الآرغون ومخزّنة لاستخدامها في حالات الطوارئ من غير التسبّب بأذىً لمعدّات الخوادم.

يمتلك الآرغون العديد من الخواص التي تجعله مفضّلاً في عددٍ من التطبيقات، فهو غاز خامل كيميائياً، وعازل حرارياً، كما أنّه سهل التوفّر ورخيص نسبياً بالمقارنة مع الغازات النبيلة الأخرى.

تطبيقات صناعية [عدل]

غاز الحجب

يستخدم الآرغون في بعض العمليات الصناعية المُنجَزة عند درجات حرارة مرتفعة، والتي تصبح عندها بعض المواد غير النشيطة في العادة نشيطةً بسبب الحرارة. فعلى سبيل المثال، يستخدم جوّ من الآرغون في أفران الغرافيت الحرارية من أجل منع الغرافيت من الاحتراق، إذ أنّ الأكسجين والنتروجين يسبّب تلفاً في الغرافيت عند درجات الحرارة المرتفعة. ومن الأمثلة الشهيرة أيضاً استخدام الآرغون غازاً حاجباً في عمليات اللحام القوسي، مثل اللحام القوسي بالمعدن والغاز واللحام القوسي غاز خامل-تنغستن. كما يستخدم الآرغون أيضاً في عمليات المعالجة عند استخلاص الفلزّات النشيطة مثل التيتانيوم؛ وفي عمليات نموّ البلّورات الأحادية من السيليكون والجرمانيوم.

غاز التعبئة

عيّنة من السيزيوم محفوظة داخل قارورة من الآرغون لمنع التفاعل مع أكسجين الهواء.

يُستخدَم الآرغون في الصناعات الغذائية أثناء عمليات التعبئة لبعض الأغذية الحسّاسة للأكسجين مثل اللحوم، ممّا يساعد على إطالة فترة الصلاحية؛[39] وهو مرخّص لذلك في الاتحاد الأوروبي، وله رقم إي E938. بالتالي فإنّ التأثيرات الناجمة عن الأكسدة الهوائية والتحلّل المائي (الحلمهة) والتفاعلات الكيميائية الأخرى التي تسبّب فساد الأغذية يمكن استبعادها بشكلٍ شبهِ كاملٍ بهذه الطريقة.

يمكن أن يُستخدَم هذا الأسلوب أيضاً في الصناعات الدوائية عند تعبئة بعض العقاقير والمستحضَرات الصيدلانية؛ وكذلك في صناعة النبيذ، إذ يفسد الأكسجين مذاقه. بالإضافة إلى ذلك فإنّ الآرغون هو الخيار الأفضل في حفظ منتجات مثل الورنيش والبولي يوريثان والطلاء؛ إذ يؤدّي تأكسد المركّبات المكوّنة لهذه المنتجات إلى تلفها.

منذ سنة 2002 يقوم الأرشيف الوطني الأمريكي بحفظ المستندات والوثائق التاريخية المهمّة، مثل إعلان الاستقلال الأمريكي ودستور الولايات المتحدة في واجهات عرضٍ زجاجية مملوءة بجوٍّ من الآرغون لحفظها من التحلّل؛ والآرغون مفضّل في ذلك على الهيليوم، إذ أنّ الأخير يتفلّت من المسامات بين الجزيئية لأغلب المواد، وينبغي لذلك تبديله باستمرار.[40]

إخماد الحرائق

يُستخدَم الآرغون أحياناً في مكافحة الحريق في الأماكن المغلقة الحاوية على تجهيزات إلكترونية، والتي من الممكن أن تتضرّر عند إخماد النيران بالماء أو بالرغوة.[41]

تطبيقات علمية [عدل]

عادةً ما يُملأ صندوق القفازات بغاز الآرغون، من أجل التجارب التي ينبغي إجراؤها بمعزلٍ عن الهواء.

للآرغون بعض التطبيقات في مجال الأبحاث العلمية. إذ يُستخدَم الآرغون السائل هدفاً في تجارب النيوترينو وأبحاث المادّة المظلمة؛ حيث أنّ التأثير المتبادل بين جسيمات التآثر الضعيف الضخمة الافتراضية وبين نوى الآرغون يصدر وميضاً يمكن أن يُضخَّم بواسطة صمّامات، خاصّةً أن للآرغون معدّل إصدار مرتفع من الوميض (حوالي 51 فوتون/كيلو إلكترون فولت.[42]) لكن بالمقابل، فإنّ إشعاع بيتّا في الخلفية الناجم عن نوى ^{39}Ar يؤدّي إلى تشويشٍ في الكشف عن الوميض؛ إلّا إذا استُحصِلَ على الآرغون من مصادرَ تحتِ أرضيّة وليس من الغلاف الجوّي.[43] في هذه التجربة عميقة التبريد يُستخدَم الآرغون السائل مرتفعُ النقاوة في جهازٍ يدعى «حجرة إسقاط الزمن»، والذي يهدف إلى تمثيل تآثرات النيوترينو مع المادّة.

عادةً ما يُستخدَم غاز الآرغون في المختبرات الكيميائية غازاً خاملاً ضمن تمديدات شلينك وصندوق القفازات من أجل حجب المتفاعلات عن الهواء. كما يمكن أن يُستخدَم الآرغون غازاً حاملاً من أجل حمل المواد الكيميائية في تقنية الاستشراب الغازي وفي التأيّن بالترذيذ الإلكتروني في تقنية مطيافية الكتلة؛[19] كما أنّه الغاز المفضّل في تأمين وسطٍ خاملٍ في عددٍ من التقنيات المخبرية، مثل تقنية البلازما المقترنة بالحثّ والمجهر الإلكتروني الماسح والترسيب بالرشّ المهبطي؛ وغيرها.

تُستخدَم درجةُ الحرارة 83.8058 كلفن عند النقطة الثلاثية للآرغون درجةَ حرارةٍ معياريةٍ في مقياس درجة الحرارة العالمي.

تطبيقات طبية [عدل]

يُستخدَم الآرغون السائل في عمليات الجراحة البردية مثل الاستئصال، وذلك بإتلاف الخلايا المراد استئصالُها، كالخلايا السرطانية على سبيل المثال، بالتبريد العميق. بأسلوبٍ آخرٍ يُستخدَم الآرغون في نوعٍ من أنواع الجراحة الكهربائية التي تستخدم مِشعلاً من بلازما الآرغون لعمليات القطع؛ إلّا أنّ هذا الإجراء يترافق مع خطر تشكيل انصمامٍ غازيّ، وهو ما أدّى إلى حدوث حالة وفاة واحدة على الأقل جرّاء ذلك.[44] يُستخدَم ليزر أزرق من الآرغون في عمليات الجراحة من أجل لأم الشرايين وإتلاف الأورام وفي عمليات العيون.[13] كما تجرى أبحاث تهدف إلى استخدام الآرغون بدلاً من النتروجين في غاز التنفس أو عند تخفيف الضغط من أجل تسريع طرد النتروجين المنحلّ في الدمّ.[45]

الإضاءة [عدل]

يُستخدَم غاز الآرغون في ملء المصابيح المتوهّجة من أجل حماية سلك التوهّج المصنوع من التنغستن من التلف نتيجة الأكسدة. كما يُستخدَم الآرغون في فيزياء الجسيمات نظراً للكيفية التي يتأيّن بها وبالضوء الصادر عند تفريغه في تصميم مصابيح مصدرة للضوء، مثل مصباح البلازما وفي تصميم المسعر الذي يقيس طاقة الجسيمات.

تصدر مصابيح التفريغ الحاوية على الآرغون ضوءاً ذا لون بنفسجي/ليلكي، ويميل إلى اللون الأزرق في حال وجود الزئبق. كما يكون لون ليزر الآرغون ذا لون أخضر أو أزرق.

مصباح تفريغ الغاز على شكل رمز عنصر الآرغون Ar. — يصدر الآرغون ضوءاً ذا لون بنفسجي ليلكي عند تفريغه كهربائياً

الضوء المنبعث من أنابيب تفريغ حاوية على غاز الآرغون

متفرقات [عدل]

يُستخدَم الآرغون عازلاً حرارياً في عمليات التزجيج؛[46] كما يُستخدَم في الغوص بجهاز التنفّس المكتفي ذاتياً من أجل نفخ البدلات الجافّة بسبب خموله الكيميائي وبسبب عزله الحراري.[47] في تطبيقٍ آخر يُستخدَم غاز الآرغون في مادّةً دافعةً للصواريخ، الفضائية منها مثل صاروخ البلازما المغناطيسية متغير الاندفاع النوعي أو القتالية مثل إيه آي إم-9 سايدويندر.[48]

يُستخدَم نظير الآرغون ^{39}Ar، الذي يبلغ عمر النصف لديه 269 سنة، في أساليب التأريخ الإشعاعي مثل التأريخ بنظائر بوتاسيوم-آرغون والتأريخ بنظائر آرغون-آرغون من أجل تحديد عمر العيّنات اللبّية الجليدية والمياه الجوفية؛ وكذلك عمر الصخور الرسوبية والمتحوّلة والنارية.[13]

يمكن أن يُستخدَم الآرغون في مزارع تربية الدواجن من أجل خنق الطيور، وذلك إمّا في عمليات الاستنقاء بعد تفشّي الأوبئة؛ أو كوسيلةٍ اختياريةٍ أكثرَ رفقاً بالحيوان من الصعق الكهربائي؛ وما يساعد في ذلك أنّ الآرغون أكثف من الهواء، فيكون بالتالي قريباً من سطح الأرض.[49][50] كما يمكن أن يُستخدَم الآرغون ضمن المنشّطات الرياضية من أجل محاكاة حالات نقص مستويات الأكسجين لتحفيز إنتاج الإريثروبويتين؛ وقد أضافت الوكالة العالمية لمكافحة المنشّطات سنة 2014 غازَي الآرغون والزينون إلى لائحة المواد والوسائل الممنوعة والمحظورة، على الرغم من عدم تسجيل حالات مخالفة في ذلك في الميادين الرياضيّة.[51]

المخاطر [عدل]

لا يشكّل الآرغون خطورةً من حيث خواصه الكيميائية، فهو غازٌ خاملٌ ومن مكوّنات الهواء الطبيعية في الأرض؛ ولكنّ الخطورة تنجم عن خواصّه الفيزيائية؛ فالآرغون النقيّ أكثف من الهواء بحوالي 38%، بالتالي فخطورة الاختناق في الأماكن المغلقة أمرٌ محتمَل.[52] وما يزيد الخطورةَ صعوبةُ الكشف عنه، فهو من غير لونٍ أو رائحةٍ أو مذاقٍ. سُجِّلَت سنة 1994 حالةُ وفاةٍ لعاملٍ اختنق من الآرغون بعد دخوله مقطعاً مغلقاً مملوءاً بالآرغون داخل خط أنابيب نفطي تحت الإنشاء في ألاسكا؛ مما يستوجب الحيطة والحذر واتخاذ إجراءات السلامة المناسبة عند الاستخدام والتخزين عند التعامل بهذا الغاز.[53]

هوامش [عدل]

1. ^ يلفظ العنصر بالمدّ: آرغون /ˈɑːrɡɒn/؛ لكنّه قد يُكتَب على الشكل **أرجون** أو **أرغون**
2. ^ H. F. Newall و W. N. Hartley

مراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ William H. Brock: *Viewegs Geschichte der Chemie*. Vieweg, Braunschweig 1997, ISBN 3-540-67033-5, S. 211–216.
3. ↑ ^أ ^ب Cavendish, Henry (1785). "Experiments on Air". *Philosophical Transactions of the Royal Society*. **75**: 372–384. Bibcode:1785RSPT...75..372C. doi: 10.1098/rstl.1785.0023.
4. ^

Engineering News. **81** (36): 32–34. doi:10.1021/cen-v081n036.p032.
30. ^ Young, Nigel A. (March 2013). "Main group coordination chemistry at low temperatures: A review of matrix isolated Group 12 to Group 18 complexes". *Coordination Chemistry Reviews*. **257** (5–6): 956–1010. doi:10.1016/j.ccr.2012.10.013.
31. ^ Lockyear, JF; Douglas, K; Price, SD; Karwowska, M; et al. (2010). "Generation of the $ArCF_2^{2+}$ Dication". *Journal of Physical Chemistry Letters*. **1**: 358.

في كومنز صور وملفات عن: آرغون

ع · ن · ت مركبات الغاز نبيل

ع · ن · ت الجدول الدوري

ضبط استنادي	BNF: cb119700051 (data) · GND: 4142990-4 · LCCN: sh85007108 · NARA: 10639898 · NARA: 10639898 · NDL: 00575518
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-37-1 · *ZVG number*: 7180 · *E number*: E938 · *ECHA*: 100.028.315 · *PubChem CID*: 23968 · *ChEBI ID*: 49475 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID3052482 · *CosIng number*: 54501 · *ChemSpider ID*: 22407 · *EC no.*: 231-147-0 · *UNII*: 67XQY1V3KH

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة مطاعم وطعام
بوابة علم الفلك

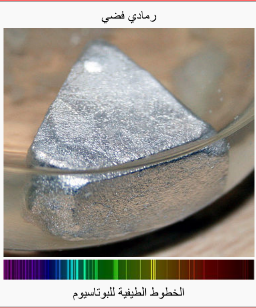
هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 1 نوفمبر 2020 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت · مراجعة الزملاء بتاريخ 6 أغسطس 2020)

تصنيفات: آرغون | اكتشافات جون وليام سترت | اكتشافات وليام رامزي | عناصر كيميائية | غازات صناعية | غازات نبيلة

بوتاسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

كالسيوم ← **بوتاسيوم** → آرغون	
المظهر	
رمادي فضي	
الخطوط الطيفية للبوتاسيوم	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بوتاسيوم، 19، K
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 4، s
الكتلة الذرية	39.0983 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 8، 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	0.862 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	0.828 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	336.53 ك، 63.38 °س، 146.08 °ف
نقطة الغليان	1032 ك، 759 °س، 1398 °ف
نقطة ثلاثية	336.35 كلفن (63°س)، كيلوباسكال
حرارة الانصهار	2.33 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	76.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	29.6 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.82 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 418.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 3052 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 4420 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	227 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	203±12 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	275 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	72 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	102.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	83.3 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2000 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	3.53 غيغاباسكال
معامل القص	1.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	3.1 غيغاباسكال
صلادة موس	0.4
صلادة برينل	0.363 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-09-7



النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البوتاسيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{39}K	93.26%	^{39}K هو نظير مستقر وله 20 نيوترون			
^{40}K	0.012%	1.248(3)×10^9 سنة	β^-	1.311	^{40}Ca
			ε	1.505	^{40}Ar
			β^+	1.505	^{40}Ar
^{41}K	6.73%	^{41}K هو نظير مستقر وله 22 نيوترون			

ع · ن · ت

البوتاسيوم هو عنصر كيميائي رمزه **K** (من اللاتينية kalium عبر العربية القَلْيَة) وعدده الذرّي 19. ينتمي العنصر في الجدول الدوري إلى مجموعة الفلزّات القلوية، إذ هو ثالث عناصر المجموعة الأولى، كما يقع ضمن عناصر الدورة الرابعة. البوتاسيوم فلزٌّ لونه أبيض فضّي، وهو طري بالشكل الكافي بحيث يمكن قطعه بسكّين.[1] يتفاعل البوتاسيوم بسرعة مع الأكسجين الموجود في الهواء الجوّي لتتشكّل عليه طبقة رقيقة من بيروكسيد البوتاسيوم الأبيض بعد ثوانٍ من التعرّض. عُزِلَ هذا العنصر الكيميائي لأوّل مرّة من البوتاس، وهو رماد يُستخرَج من بعض النباتات مثل أشنان القلي، وكان يسمّى بالعربية القَلْيَة.

يحوي البوتاسيوم على إلكترون تكافؤ وحيد في الغلاف الإلكتروني الخارجي، والذي يمكن أن يتخلّى عنه بسهولة مشكلاً أيون موجب؛ لذلك فالبوتاسيوم نشيط كيميائياً، ويشكّل العديد من الأملاح؛ وبسبب النشاط الكيميائي الكبير فلا يوجد هذا العنصر في الطبيعة بشكله العنصري الحرّ الطبيعي، إنّما فقط على شكل أملاح، فهو يوجد منحلاً في ماء البحر بنسبة مقدارها 0.04% وزناً.[2][3] كما يدخل البوتاسيوم في تركيب العديد من المعادن مثل الأورثوكلاز، وهو مكوّن شائع للغرانيت وعددٍ من الصخور النارية الأخرى.

يشبه البوتاسيوم في خواصّه الكيميائية عنصر الصوديوم الذي يسبقه في مجموعة الفلزّات القلوية بشكل كبير، وذلك من حيث طاقة التأيّن ونمط التفاعلات الكيميائية. فالبوتاسيوم العنصري يتفاعل على سبيل المثال بشكلٍ عنيف مع الماء أيضاً مولّداً كمّية كافية من الحرارة لإشعال غاز الهيدروجين الناتج عن التفاعل، ومحترقاً بلهبٍ ليلكي. هناك ثلاثة نظائر طبيعية للبوتاسيوم، منها النظير ^{40}K (بوتاسيوم-40) المشعّ، وبما أنّ البوتاسيوم يوجد طبيعياً في جسم الإنسان، لذلك فإنّ هناك كمّية من الإشعاع الطبيعي في الجسم ناتجة عن هذا العنصر.

يعدّ البوتاسيوم ذا أهمّية حيوية لجسم الإنسان على كافّة مستويات الخلايا في الجسم، فهو إلى جانب الصوديوم في مضخّة الصوديوم والبوتاسيوم، والتي تساعد في الحفاظ على جهد الراحة ونقل الإشارة وتنظيم أداء الخلية بشكل طبيعي.[4] يؤدّي اختلال المستويات الطبيعية للبوتاسيوم في الجسم، سواءً في العوز (النقص) أو الفرط، إلى حدوث عوارض مرضية متعدّدة، تتضمّن على سبيل المثال الاختلال في نُظُم ضربات القلب. توجد هناك العديد من المصادر الغذائية الطبيعية الحاوية على البوتاسيوم مثل الخضار والفواكه الطازجة.

للبوتاسيوم العديد من التطبيقات الصناعية، من بينها دخوله في صناعة المنظّفات والأسمدة.[5]

محتويات [أخف]

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

عُرِف البوتاس منذ القِدم، وهو رمادٌ يستخرَج من بعض النباتات مثل أشنان القلي، وكان يسمّى في المنطقة العربية بعدّة أسماء منها القَلْيَة. إلّا أنّه لم يكن يعتقَد على الأغلب أنّها مادة مختلفة عن باقي أملاح معادن الصوديوم، إذ كان يُتعامَل على أنها مادة ملحية مثل باقي الأملاح.

كان غيورغ إرنست شتال من أوائل من حصل على براهين تجريبية دفعته للاقتراح بوجود اختلاف جوهري بين أملاح الصوديوم والبوتاسيوم سنة 1702؛[6] ثمّ تمكّن هنري لويس دوهاميل دو مونسو من البرهنة على وجود ذلك الاختلاف سنة 1736.[7] لم يُعرَف التركيب الكيميائي الدقيق لمركّبات البوتاسيوم والصوديوم، كما لم تُعرَف الحالة العنصرية لكليهما أيضاً، لذلك لم يُدرِجْهما أنطوان لافوازييه في قائمة العناصر الكيميائية التي نشرها سنة 1789.[8][9] لفترةٍ طويلة، كان التطبيق الوحيد ذو الأهمّية للبوتاس ينحصر في إنتاج الزجاج وفي عمليات القَصْر (التبييض) وفي صناعة الصابون، وكذلك في تحضير البارود على هيئة نترات البوتاسيوم.[10]

همفري ديفي.

عَزَل همفري ديفي فلزّ البوتاسيوم لأوّل مرّة سنة 1807 من مصهور البوتاس الكاوي (هيدروكسيد البوتاسيوم) بعمليّة تحليل كهربائي باستخدام عمود فلطائي، والذي كان حديث الاختراع حينئذٍ. يعدّ البوتاسيوم بذلك أوّل الفلزّات المعزولة بعملية تحليل كهربائي.[11] في فترةٍ لاحقةٍ من ذات السنة تمكّن ديفي من عزل عنصر الصوديوم بنفس الأسلوب، وذلك من الصودا الكاوية، ممّا برهن بشكل قطعي عملي أنّ الفلزّين متمايزَين عن بعضهما.[8][12][13] أطلق ديفي على العنصر المُكتشَف حديثاً اسم بوتاسيوم، وذلك اشتقاقاً من لفظ البوتاس؛[14] في حين أنّ الاسم اللاتيني للعنصر هو كاليوم Kalium، وتعود جذور تلك التسمية إلى الكلمة العربية «القَلْيَة» (رماد الأشنان)، والتي لها صلة مع كلمة قلوي. بناءً على الاسم اللاتيني مُنِحَ العنصر الرمز **K**. كان للكيميائي الألماني مارتن كلابروت دوراً في ذلك، إذ اكتشف سنة 1797 وجود البوتاس في معدنَي الليوسيت والليبيدوليت، ثم تابع أبحاثه ليعلن اكتشاف عنصر جديد، واقترح إطلاق اسم «كالي kali» عليه.[15] في سنة 1809 اقترح لودفيغ فيلهلم غيلبرت على ديفي أن يسمّي العنصر الذي اكتشفه باسم كاليوم؛[16] ثم قام يونس ياكوب بيرسيليوس سنة 1814 باعتماد التسمية الأخيرة عند تصنيفه للعناصر، وكان من أعطى ذلك العنصر الرمزَ الكيميائي K.[17] لا تزال تسمية «كاليوم» مستخدمة في الدول الناطقة باللغة الألمانية.[18]

كان لاكتشاف يوستوس فون ليبيغ سنة 1840 أنّ البوتاسيوم مهمٌ حيوياً للنباتات،[19] دوراً في زيادة الطلب على أملاح البوتاسيوم. أدّى اكتشاف خامات طبيعية من المعادن الحاوية على كلوريد البوتاسيوم سنة 1868 بالقرب من شتاسفورت في ألمانيا إلى زيادة إنتاج الأسمدة الحاوية على البوتاسيوم، وذلك على نطاق صناعي.[20][21][22]

الأصل والوفرة الطبيعية [عدل]

يدخل البوتاسيوم في تركيب الفلسبار.

يتشكّل البوتاسيوم في المستعرات العظمى من عملية التخليق النووي من الذرّات والعناصر الأخفّ، وخاصّةً داخل المستعر الأعظم من النمط الثاني (II) عن طريق عملية حرق الأكسجين المتفجّرة.[23] يتشكّل النظير ^{40}K أيضاً بواسطة عملية التقاط النيوترون البطيئة وكذلك من عملية احتراق النيون.[24]

يحتلّ البوتاسيوم المرتبة العشرين من حيث وفرة العناصر الكيميائية في المجموعة الشمسية، والمرتبة السابعة عشرة من حيث وفرة العناصر وزناً في كوكب الأرض. يشكّل البوتاسيوم حوالي 2.6% وزناً من القشرة الأرضية، وهو بذلك يحتلّ المرتبة السابعة من حيث وفرة العناصر في تلك الطبقة.[25] يبلغ تركيز البوتاسيوم في ماء البحر مقدار 0.39 غ/ل،[2] وهو أقلّ بحوالي 27 مرّة من تركيز الصوديوم.[26][27]

لا يوجد البوتاسيوم على شكله العنصري في الطبيعة بسبب نشاطه الكيميائي الكبير، فهو يتفاعل مع أكسجين الهواء ومع الماء؛[28] يعدّ معدن الأرثوكلاز (فلسبار البوتاسيوم) من المعادن الشائعة المكوّنة للصخور. يحوي الغرانيت على سبيل المثال 5% من البوتاسيوم؛ كما يدخل البوتاسيوم في تركيب عددٍ آخر من المعادن مثل السيلفيت KCl والكارناليت $KCl·MgCl_2·6H_2O$ والكاينيت $MgSO_4·KCl·3H_2O$ واللانغبينايت $MgSO_4·K_2SO_4$، وهي معادن توجد في المتبخّرات الكبيرة المترسّبة في كافّة أنحاء العالم، وتتميّز بأن مؤلّفة من طبقات متباينة في الانحلالية، إذ تكون أقلّها انحلاليةً متوضّعة في الأسفل والأكثر انحلاليةً في الأعلى.[27] تتشكّل ترسّبات النتر (نترات البوتاسيوم) من تفكّك المواد العضوية، خاصّةً في الكهوف، وتحت شروط خاصة.[29]

الإنتاج والتحضير [عدل]

التنقيب والتعدين [عدل]

سلفيت من المكسيك.

مونتي كالي، وهي كومة متراكمة من خام البوتاس المنقّب عنه لتركيزه. تتواجد في هيسن بألمانيا، وتتكون في معظمها من كلوريد الصوديوم.

إن وجود أملاح البوتاسيوم مثل الكارناليت، اللانغبينايت، البوليهاليت والسلفيت من المتبخّرات المترسّبة في قعور البحيرات القديمة وقيعان البحار،[26] يجعل استخراجها من هذه البيئات مجدٍ تجارياً. يُنقّب عن المصدر الرئيسي للبوتاسيوم (بوتاس) في جنوب بلاد الشام وفي كندا وروسيا وكازاخستان والولايات المتّحدة، بالإضافة إلى مناطق أخرى في أنحاء العالم.[30][31][32] كانت الطبقات الرسوبية التي تمّ التنقيب عنها في شتاسفورت بألمانيا أولى الاكتشافات على هذا الصعيد؛ إلّا أنّ هذه الطبقات تمتدّ من بريطانيا العظمى عبر ألمانيا إلى بولندا، وتتواجد في الزيخشتين وترسّبت في أواسط وأواخر العصر البرمي. تتواجد هذه الطبقات الرسوبية أيضاً كندا في الحوض الرسوبي "إلك بوينت غروب" وترسّبت في منتصف العصر الديفوني؛ إلّا أنّ أكبر الطبقات الرسوبية إطلاقا التي عثر عليها تقع بحوالي 1000 متر تحت سطح مقاطعة ساسكاتشوان الكندية؛ وتعد شركة البوتاس لساسكاتشوان (بوتاس كورب)، والتي تُعرف الآن باسم نيوترين، الشركةَ الرئيسية المنقبة عن البوتاس في ساسكاتشوان.[33] يُستخدم الماء في البحر الميت بواسطة الأردن وإسرائيل مصدراً للبوتاس، في حين أنّ التركيز في المحيطات العادية منخفض كثيراً للإنتاج التجاري حسب الأسعار الحالية.[31][32]

الاستخلاص الكيميائي [عدل]

تُستخدَم العديد من الطرق في فصل أملاح البوتاسيوم عن المكوّنات التي تحتوي الصوديوم والمغنيزيوم؛ وأكثرُ هذه الطرق استخداماً هي الترسيب التجزيئي باستخدام اختلافات قابلية ذوبان الأملاح في درجات حرارة مختلفة. يُستخدم الفصل الكهروستاتيكي لخليط الملح كذلك في بعض المناجم، أمّا بقايا الصوديوم والمغنيزيوم الناتجَين فهي إمّا أن تُخزّن تحت الأرض أو فوقها على شكل كومة ركامية. ينتهي مآل معظم أملاح البوتاسيوم المنقب عنها بعد المعالجة على شكل ملح كلوريد البوتاسيوم. على نطاق الصناعات المعدنية يشار إلى كلوريد البوتاسيوم إما بالبوتاس أو موريات (كلوريد) البوتاس أو بالاختصار MOP.[27]

يمكن أن يُستخلَص البوتاسيوم النقي عبر التحليل الكهربائي لهيدروكسيده في عملية لم تتغيّر إلّا قليلاً منذ أوّل استخدام لها بواسطة همفري ديفي سنة 1807. رغم أنّ عملية التحليل الكهربائي طُوّرت واستُخدِمت على نطاق صناعي منذ العقد 1920، إلّا أنّ الطريقة الحرارية عبر مفاعلة الصوديوم مع كلوريد البوتاسيوم في عملية توازن كيميائي أصبحت الطريقة السائدة في خمسينات القرن العشرين؛ حيث يتمّ إنتاج سبيكة صوديوم-بوتاسيوم عبر تغيير وقت التفاعل وكمّية الصوديوم المستخدم في التفاعل. كما كانت تستخدم عملية غريسهايمر أيضاً لإنتاج البوتاسيوم، والتي تتضمن تفاعل فلوريد البوتاسيوم مع كربيد الكالسيوم.[27][34]

$$Na + KCl \longrightarrow NaCl + K \quad \text{(الطريقة الحرارية)}$$

$$2\,KF + CaC_2 \longrightarrow 2\,K + CaF_2 + 2\,C \quad \text{(عملية غريسهايمر)}$$

يبلغ ثمن معدن (فلز) البوتاسيوم بدرجة كاشف حوالي 22 دولار أمريكي للكيلوغرام سنة 2010 (سعر الجملة)؛في حين أنّ درجات النقاوة الأقل منه أرخص بشكل معتبر. يتميّز سوق البوتاسيوم بتقلّبه، لأنّ التخزين طويل المدى لهذا الفلزّ صعب، إذ يجب تخزينه في جوّ تحت غاز خامل وجافّ أو في زيت معدني لاماني لمنع تكوّن طبقة سطحية من فوق أكسيد البوتاسيوم، وهي ذات خواص متفجّرة وحسّاسة للضغط وتنفجر عند خدشها؛ كما أنّ الانفجار الناتج يُحدث حريقاً يصعُب إطفاؤه عادةً.[35][36]

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر البوتاسيوم

يوجد هناك خمسٌ وعشرون نظيراً معروفاً للبوتاسيوم، ثلاثةٌ منها متوفّرة طبيعياً وهي بوتاسيوم-39 ^{39}K بنسبة 93.3%، وبوتاسيوم-40 ^{40}K بنسبة 0.0117% وبوتاسيوم-41 ^{41}K بنسبة 6.7%. يعدّ نظير البوتاسيوم-40 من النظائر المشعّة، ويبلغ عمر النصف له مقدار $1.250×10^9$ سنة، وهو يضمحلّ إمّا إلى نظير الأرغون ^{40}Ar المستقرّ عبر عملية التقاط الإلكترون أو انبعاث البوزيترون (11.2%) أو إلى نظير الكالسيوم ^{40}Ca المستقرّ عبر عملية اضمحلال بيتا (88.8%).[37]

يستفاد من الاضمحلال الإشعاعي لنظير البوتاسيوم-40 في عملية تأريخ بنظائر بوتاسيوم-أرغون K-Ar، وذلك لتقدير عمر العيّنات الصخرية. وتعتمد الطريقة على افتراض أنّ الصخور لم تكن حاوية على أيّ أرغون عند نشوئها، وأنّ كلّ الأرغون الموجود له أصل إشعاعي من نظير البوتاسيوم؛ وعند قياس نسبة الأرغون إلى نسبة البوتاسيوم يمكن تقدير عمر الصخور. تعدّ معادن البيوتيت والمسكوفيت والهورنبلند والفلسبار من أمثلة أنواع الصخور التي يمكن تقدير عمرها بهذه الطريقة؛ بالإضافة إلى العيّنات الصخرية الكاملة البركانية والنارية في بعض الأحيان.[37][38] في تطبيقاتٍ أخرى يُستفاد من نظائر البوتاسيوم في الوسم الإشعاعي في دراسات التجوية ودورة المغذّيات، خاصّةً أنّ البوتاسيوم من المغذّيات الصغرى لعددٍ كبيرٍ من الكائنات الحيّة.[39] من حيث الترتيب، يعدّ نظير البوتاسيوم-40 مثلاً أكبرَ مصدر للإشعاع الطبيعي عند البشر والحيوانات، وذلك بشكل أكبر من الكربون-14 ^{14}C. في جسم إنسان كتلته 70 كغ فإنّ هناك حوالي 4400 نواةٍ من ^{40}K تتضمحلّ كلّ ثانية.[40] يبلغ النشاط الإشعاعي للبوتاسيوم الطبيعي مقدار 31 بيكريل لكلّ غرام.[41]

الخواص الفيزيائية [عدل]

اختبار اللهب للبوتاسيوم.

يوجد البوتاسيوم في الشروط القياسية من الضغط ودرجة الحرارة بالطور الصلب وذلك على شكل فلزّ له لون فضّي-رمادي، وله نقطة انصهار منخفضة نسبياً (63.5 °س). يعدّ البوتاسيوم ثاني أقلّ الفلزّات كثافةً بعد الليثيوم؛ وهو طري، بحيث يمكن قطعه بالسكين عند تطبيق ضغط خفيف نسبياً. عند التعرّض للهواء يفقد البوتاسيوم لمعانه ويميل إلى تشكيل لون رمادي.[42] يعطي اختبار اللهب للبوتاسيوم ومركّباته لوناً ليلكياً، وتكون ذروة الانبعاث فيه ذات طول موجة مقدارها 766.5 نانومتر.[43]

وُجِدَ باستخدام أسلوب المحاكاة بالحاسوب أنّه يمكن لفلزّ البوتاسيوم أن يكون في الحالة الصلبة والحالة السائلة في الوقت نفسه عند تطبيق ضغوط مرتفعة للغاية.[44]

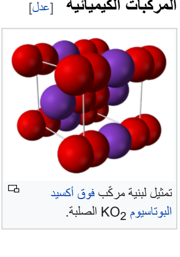
الخواص الكيميائية [عدل]

لذرّة البوتاسيوم المعتدلة 19 إلكتروناً، ويكون التوزيع الإلكتروني على الشكل [Ar] $4s^1$، والذي يشير إلى أن الأغلفة الإلكترونية الداخلية مماثلة للتوزيع الإلكتروني المستقرّ للغاز النبيل المجاور، وهو عنصر الأرغون؛ كما يشير أيضاً إلى وجود إلكترون وحيد في الغلاف الإلكتروني الخارجي (غلاف التكافؤ). بسبب تلك العوامل المذكورة، وبالإضافة إلى أنّ طاقة التأيّن الأولى منخفضة نسبياً (مقدارها 418.8 كيلوجول/مول)، لذلك فإنّ ذرّة البوتاسيوم تميل في أغلب الأحيان إلى فقدان الإلكترون الخارجي وتشكيل أيون موجب أحادي الشحنة. يمكن لذرّة البوتاسيوم ضمن شروط خاصة أن تكتسب إلكتروناً وتشكّل أيونات قلويد سالبة الشحنة K^- (تعرف باسم كاليد أو بوتاسيد).[45][46] بالمقابل، فإنّ طاقة التأيّن الثانية مرتفعة جدّاً (3052 كيلوجول/مول)، لأنّ إزالة الإلكترونَين من الغلاف الإلكتروني للبوتاسيوم يزعزع الاستقرار في الغلاف الإلكتروني الثالث الداخلي الذي يؤمّنه مبدأ قاعدة الثمانيات، والموافق للتشكيل الإلكتروني لغاز الأرغون النبيل.[46] بالتالي يعدّ البوتاسيوم عنصراً أحادي التكافؤ، ولا يميل إلى تشكيل مركّبات ذات حالة أكسدة أعلى من +1.[45]

يصنّف عنصر البوتاسيوم كيميائياً ضمن مجموعة الفلزّات القلوية النشيطة كيميائياً، فهو يتفاعل بعنفٍ مع أكسجين الهواء مشكّلاً بيروكسيد البوتاسيوم؛ وبشكل مماثل مع الأكسجين في الماء، إذ يتفاعل أيضاً بعنف وبشكل ناشر للحرارة مشكّلاً هيدروكسيد البوتاسيوم بالإضافة إلى غاز الهيدروجين. يمكن للبوتاسيوم أن يتفاعل حتى بوجود آثار ضئيلة من الماء، لذلك يستخدم هو وسبيكة صوديوم-بوتاسيوم السائلة NaK ضمن المجففات القويّة للمذيبات العضوية قبل عملية التقطير.[47] بسبب الحساسية الكبيرة للبوتاسيوم تجاه الماء والهواء، فإنّ التفاعلات مع العناصر الأخرى ممكنة فقط تحت ظروف خاملة مثل العمل تحت غاز الأرغون. لا يتفاعل البوتاسيوم مع أغلب الهيدروكربونات مثل الزيوت المعدنية أو الكيروسين. ينحلّ البوتاسيوم فوراً في الأمونيا وبشكلٍ جيّدٍ جدّاً (حتّى 480 غرام لكلّ 1000 غرام من الأمونيا عند 0 °س)؛ ويتفاوت لون المحلول حسب التركيز من الأزرق إلى الأصفر، وتمتلك تلك المحاليل موصلية كهربائية مرتفعة نسبياً. ففي محلولٍ نقيٍّ يتفاعل البوتاسيوم ببطءٍ مع الأمونيا ليشكل أميد البوتاسيوم KNH_2، ويمكن تحفيز هذا التفاعل بوجود آثار من أملاح من فلز انتقالي.[48]

يعدّ البوتاسيوم من المختزلات القويّة (يوجد البوتاسيوم أسفل قائمة الجهود القياسية)، وهو قادرٌ على اختزال عددٍ من الأملاح إلى فلزّاتها الموافقة.[49]

المركّبات الكيميائية [عدل]



تمثيل لبنية مركّب فوق أكسيد البوتاسيوم KO_2 الصلبة.

تعدّ حالة الأكسدة +1 الأكثر شيوعاً في مركّبات البوتاسيوم الكيميائية، حيث أنّ كاتيونات البوتاسيوم K^+ مستقرّة ويصعب جدّاً اختزالها إلى البوتاسيوم العنصري.[45]

يتأكسد البوتاسيوم بسرعة أكبر من باقي الفلزّات، وغالباً ما يشكّل أكاسيداً متعدّدة كما هو الحال مع باقي الفلزّات القلوية ما عدا الليثيوم. هناك ثلاثة أكاسيد معروفة للبوتاسيوم، وهي أكسيد البوتاسيوم K_2O وبيروكسيد البوتاسيوم K_2O_2 وفوق أكسيد البوتاسيوم KO_2.[50] يتشكّل بيروكسيد وفوق أكسيد (سوبر أكسيد) البوتاسيوم ضمن شروط خاصّة، وهي تحوي في تركيبها على رابطة أكسجين-أكسجين.[48] تتفاعل أكاسيد البوتاسيوم بعنفٍ في الماء مشكّلةً هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

يعدّ هيدروكسيد البوتاسيوم من القلويّات القويّة، وهو ينحلّ بشكل كبير جدّاً في الماء، حيث ينحلّ منه حتى 1.21 كغ لكلّ ليتر من الماء.[51][52] يتفاعل KOH مع ثنائي أكسيد الكربون فوراً ليعطي كربونات البوتاسيوم K_2CO_3، وهو يستخدم لإزالة الآثار من غاز CO_2 في الجوّ.

على العموم تتّسم مركّبات البوتاسيوم بأنّها أيونية، وبسبب طاقة الإماهة المرتفعة لأيونات K^+ فإنّ لمركّبات البوتاسيوم انحلالية ممتازة في الماء. إنّ الأنواع الكيميائية الرئيسية للبوتاسيوم في محاليله المائية هي المعقّدات المُمَيّهَة $[K(H_2O)_n]^+$، حيث يمكن لـ n أن تكون 6 أو 7.[53]

أيون البوتاسيوم عديم اللون في محاليله المائية، ومن الصعب جدّاً ترسيبه. من الطرق الممكنة لترسيب البوتاسيوم التفاعل مثلاً مع رباعي فينيل بورات الصوديوم وحمض كلورو البلاتينيك وكوبالتي نتريت الصوديوم وذلك إلى رباعي فينيل بورات البوتاسيوم وسداسي كلوروبلاتينات البوتاسيوم وكوبالتي نتريت البوتاسيوم، على الترتيب.[28]

الكشف عن البوتاسيوم [عدل]

يمكن الكشف عن أيونات البوتاسيوم باستخدام كوبالتي نتريت الصوديوم في وجود حمض الخليك.

$$3\,K^+ + Na_3[Co(NO_2)_6] \longrightarrow K_3[Co(NO_2)_6] + 3\,Na^+$$

$K_3Co(NO_2)_6$ (كوبالتي نتريت البوتاسيوم) هو راسب بلّوري أصفر، ولا يمكن القيام بهذا التفاعل في محلول قاعدي لأنّ $Co(OH)_3$ سيترسّب عوضاً عن كوبالتي نتريت البوتاسيوم. كما لا يمكن القيام بهذا التفاعل كذلك في وجود حمض معدني لأنّ $H_3Co(NO_2)_6$ سيتكوّن.

توجد طريقة أخرى للكشف عن K^+ بمعالجة ملح البوتاسيوم برباعي فينيل بورات الصوديوم.

$$3\,K^+ + Na[BPh_4] \longrightarrow K[BPh_4] + 3\,Na^+$$

الدور الحيوي [عدل]

البوتاسيوم هو العنصر الثامن أو التاسع الأكثر شيوعاً في الجسم البشري حسب الكتلة (0.2%)، وهذا يعني أنّ شخصاً بالغاً يزن 60 كغ يحتوي على حوالي 120 غ من البوتاسيوم.[54] يحتوي الجسم على كمّيات متساوية تقريباً من البوتاسيوم والكبريت والكلور، ولا يفوقه شيوعاً سوى الكالسيوم والفوسفور (مع استثناء العناصر الأكثر شيوعاً CHON).[55] تتواجد أيونات البوتاسيوم في مجموعة واسعة ومتنوعة من البروتينات والإنزيمات.[56]

وظيفة كيميائية حيوية [عدل]

تؤثّر مستويات البوتاسيوم على العديد من الوظائف الفيسيولوجية بما في ذلك:[57][58][59]

- جهد الغشاء الخلوي في حالة الاسترخاء وانتقال جهود الحركة في الأنسجة العصبية، العضلية والقلبية. بسبب خصائصها الكهروستاتيكية والكيميائية، ولأنّ أيونات البوتاسيوم K^+ أكبر من أيونات الصوديوم Na^+، لذلك يمكن لقنوات ومضخّات الأيونات في أغشية الخلية التفريق بينهما، وضخّ إحداهما بنشاط والسماح بمرورها مع منع مرور الأخرى.[60]
- نشاط وإفراز الهرمونات.
- حركية السبيل الهضمي.
- عمل الهرمونات القشرية المعدنية.
- المقاومة الوعائية.
- استتباب حمض-قاعدة.
- قدرة التركيز الكلوي.
- التحكم النظامي في ضغط الدم.
- أيض الغلوكوز والأنسولين.
- توازن الموائع والكهرل.

الاستتباب [عدل]

يشير استتباب البوتاسيوم إلى الحفاظ على محتوى الجسم الكامل من البوتاسيوم بما في ذلك مستوى البوتاسيوم في البلازما، ونسبة تراكيز البوتاسيوم داخل الخلية وخارج الخلوية في حدود ضيّقة، وذلك عند تناول الوجبات، والإفراز الخلوي الإجباري، والانتقالات بين الأحياز داخل الخلوية وخارج الخلوية.

المعدّلات في البلازما [عدل]

يجب أن يبقى تركيز البوتاسيوم في البلازما عادةً بين 2.5 و5 ميلي مول (أو ميلي مكافئ) لكل لتر وذلك عبر عدة آليات. قد يصاحب المستويات التي تزيد عن هذا النطاق زيادةٌ في معدّل الوفاة لأسباب متنوعة؛[61] وقد تتطور بعض أمراض القلب والكلى والرئتين بشكل أسرع إذا لم يُحافظ على مستويات البوتاسيوم في مصل الدم في النطاق العادي. توفّر وجبة متوسطة ذات محتوى 40-50 ميلي مول من البوتاسيوم للجسم قدراً يفوق القدر المتواجد منه في جميع البلازما (20-25 ميلي مول)، إلّا أنّ هذه الوجبة لا تزيد من تركيز البوتاسيوم في البلازما سوى بـ10% وذلك عبر الطرح الفوري والفعّال له بواسطة الآليات الكلوية.[62]

نقص بوتاسيوم الدم هو اعتلال في بوتاسيوم البلازما ويمكن أن يكون قاتلاً إذا كان شديداً. تتفاوت الأسباب الشائعة لحدوثه بين فقدان البوتاسيوم عبر طرح السبيل الهضمي (تقيؤ أو إسهال) أو عبر الطرح الكلوي (البوال).[63] تشمل أعراض الاعتلال وَهَنًا في العضلات، والتقلّص المعوي، واضطرابات في تخطيط كهربائية القلب، وانخفاض استجابة ردّة الفعل؛ وفي الحالات الحادّة: شلل تنفسي، وقلاء واضطراب النظم القلبي.[64]

آليات التحكّم [عدل]

تتحكم أربع آليات أساسية بضبط مستوى البوتاسيوم في البلازما، لها أسماء وتصنيفات متعدّدة، وهي: 1) نظام تغذية راجعة سالبة تفاعلي، 2) نظام تغذية أمامية تفاعلي، 3) نظام تنبّؤي أو يوماوي، 4) نظام نقل غشائي خلوي أو داخلي. تسمّى الآليات الثلاث الأولى إجمالاً، في بعض الأحيان، "نظام استتباب البوتاسيوم الخارجي"،[65] وتسمّى الآليتان الأوّليّتان "نظام استتباب البوتاسيوم التفاعلي".

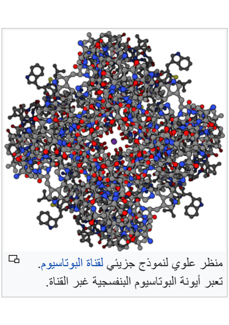
- نظام تغذية راجعة سالبة تفاعلي: يشير إلى النظام الذي يُحدث طرحاً كلوياً للبوتاسيوم استجابةً لزيادة مستوياته في البلازما (تناول البوتاسيوم، أو انزياحه خارج الخلايا أو حقن وريدي).
- نظام تغذية أمامية تفاعلي: يشير إلى نظام غير مفهوم كلّياً يُحدث طرحاً كلوياً للبوتاسيوم استجابةً لتناول البوتاسيوم وذلك قبل أي زيادة في مستوى البوتاسيوم بالبلازما. ربّما تبدأ هذه العملية بواسطة مستقبلات البوتاسيوم في الخلايا المعوية التي تكتشف البوتاسيوم الذي تمّ تناوله وتُحدث إشارات مبهمة واردة إلى الغدّة النخامية.
- نظام تنبّؤي أو يوماوي: يزيد من الطرح الكلوي للبوتاسيوم أثناء ساعات تناول الوجبات (كمثال: النهار لدى البشر والليل لدى القوارض) بشكل مستقلّ عن وجود أو كمّية أو انعدام تناول البوتاسيوم. ويتمّ بواسطة مذبذب يوماوي في النواة فوق التصالبة من الدماغ (الساعة المركزية)، وهذا يؤدّي إلى إفراز الكليتين (الساعة الملحقة) للبوتاسيوم بهذه النظم اليوماوي.

نشاط مضخة الصوديوم والبوتاسيوم مثال على النقل النشط. يستخدم البروتينان الناقلان المنغمسان في الغشاء الخلوي يساراً الـATP لنقل الصوديوم خارج الخلية عكس تدرّج التركيز، أمّا البروتينان اللذان على اليمين فيستخدمان نقل نشط ثانوي لنقل البوتاسيوم لداخل الخلية. هذه العملية تؤدّي إلى إعادة بناء الـATP.

- نظام نقل الأيونات: يُنقل البوتاسيوم عبر الغشاء الخلوي باستخدام آليتين، إحداهما نشطة (أو فعّالة)، وتضخّ الصوديوم خارج الغشاء الخلوي والبوتاسيوم داخله. والثانية هامدة (غير نشطة) تسمح بخروج البوتاسيوم من الخلية. تؤثّر كاتيونات البوتاسيوم والصوديوم على توزيع السائل بين الأحياز الداخل والخارج خلوية عبر القوى الأسموزية. يحدث انتقال البوتاسيوم والصوديوم عبر الغشاء الخلوي بواسطة مضخّة الصوديوم والبوتاسيوم.[66] تستخدم هذه المضخّة الأيونية الـATP لضخّ ثلاثة أيونات صوديوم خارج الخلية وأيوني بوتاسيوم داخلها، مكونةً تدرّجاً كهروكيميائياً وقوة دافعة كهربائية عبر غشاء الخلية. تعدّ قنوات البوتاسيوم عالية الانتقائية (وهي رباعية القسيمات) حاسمةً لفرط الاستقطاب داخل العصبونات بعد تحفيز (بدء) جهد فعلٍ ما على سبيل المثال. إنّ قناة البوتاسيوم KirBac3.1 المكتشفة حديثاً هي خامس قناة بوتاسيوم (KcsA، KirBac1.1، KirBac3.1، KvAP وMthK) تمّ تحديد بنيتها، وجميع قنوات البوتاسيوم هذه تعود لكائنات بدائية النوى.[67]

التصفية الكلوية، إعادة الامتصاص والطرح [عدل]

التعامل الكلوي مع البوتاسيوم ذو صلةٍ وثيقةٍ بالتعامل مع الصوديوم. فالبوتاسيوم هو كاتيون (أيون موجب) مهمّ داخل الخلايا الحيوانية [150 ميلي مول/ل (4.8 غ)]، في حين أنّ الصوديوم كاتيون مهمّ في السائل خارج الخلوي [150 ميلي مول/ل (3.345 غ)]. تتمّ تصفية حوالي 180 لتر من البلازما في الكليتين عبر الكبيبة وإلى النبيبات الكلوية كلّ يوم.[68] ويتواجد في هذه التصفية حوالي 600غ من الصوديوم و33غ من البوتاسيوم. بما أنّ حوالي 1-10غ من الصوديوم و1-4غ من البوتاسيوم فقط يمكن لها أن تُستبدَل بأيونات تُحصل عليها من الوجبات، فيجب أن تعيد التصفية الكلوية امتصاص الباقي بكفاءة من البلازما.



منظر علوي لنموذج جزيئي لقناة البوتاسيوم. تعبر أيونة البوتاسيوم البنفسجية غير القناة.

يعاد امتصاص الصوديوم للحفاظ على الحجم خارج الخلوي، والضغط الأسموزي، وتركيز الصوديوم في مصل الدم ضمن حدود ضيّقة؛ ويعاد امتصاص البوتاسيوم للحفاظ على تركيزه في مصل الدم في حدود ضيّقة كذلك.[69] تعمل مضخّات الصوديوم في الأنيبيبات الكلوية على إعادة امتصاص الصوديوم. بالمقابل، يجب الحفاظ على البوتاسيوم لأنّ كمّيته في بلازما الدم صغيرة جدّاً، ويقدّر مجموع كمّية البوتاسيوم في الخلايا بضعف كمّيتها في الدمّ بحوالي 30 مرّة تقريباً، وهذه الحالة ليست حرجة بالنسبة للبوتاسيوم، لأنّ انتقال البوتاسيوم يكون هامداً على عكس تدفّق الصوديوم استجابةً لتوازن دونان ظاهري (لكن ليس حقيقي)،[70][71][72] فلا يمكن لتركيز البوتاسيوم في البول أبداً أن ينخفض تحت تركيزه في مصل البلازما، باستثناء بعض الحالات التي يتمّ فيها طرح الماء بنشاط في نهاية العملية. يُطرح البوتاسيوم مرّتين ويعاد امتصاصه ثلاث مرّات قبل أن يصل البول إلى الأنيبيبات الجامعة.[73] في تلك المرحلة، عادةً ما يكون للبول نفس تركيز البوتاسيوم في البلازما. في نهاية العملية يتمّ طرح البوتاسيوم مرة إضافية أخرى إن كانت مستوياته في البلازما عالية جداً.[73][74]

عند عدم تناول البوتاسيوم، يتمّ طرح حوالي 200 مغ يومياً -لمدّة أسبوع تقريباً- حتى ينخفض تركيز البوتاسيوم في البلازما إلى مستوى عوزٍ خفيف يقدّر بـ 3.0-3.5 ميلي مول/لتر.[75] إن استمرّ انعدام تناول البوتاسيوم، يستمرّ انخفاض تركيزه حتّى يصل درجة العوز الحادّ الذي يتسبّب الوفاة في النهاية.[76]

ينتقل البوتاسيوم بشكل هامد عبر المسامات في الغشاء الخلوي. حين تنتقل الأيونات عبر ناقلات الأيون (المضخّات) توجد بوابة في هذه المضخات على كلا جانبي الغشاء الخلوي، ولا يمكن أن تنفتح سوى بوابة واحدة كلّ مرة. نتيجةً لذلك، ينتقل حوالي 100 أيون كلّ ثانية. للقنوات الأيونية بوابة واحدة، ولا يمكن سوى لنوع واحد من الأيونات التدفق عبرها بمعدّل 10 مليون إلى 100 مليون أيون في الثانية.[77] إنّ الكالسيوم مطلوب لفتح المسامات،[78] رغم أنه يمكن أن يعمل بشكل معاكس في إغلاق مسام واحد على الأقل.[79] تحاكي مجموعات كربونيل الأحماض الأمينية داخل المسام حلمأة الماء التي تحدث في محلول الماء [80] عبر طبيعة الشحنات الكهروستاتيكية الموجودة على أربع مجموعات كربونيل داخل المسام.[81]

التغذية [عدل]

التوصيات الغذائية [عدل]

تحدّد الأكاديمية الوطنية للطب الخاصّة بالولايات المتحدة، بالنيابة عن كلّ من الولايات المتّحدة وكندا، متوسّط الاحتياجات المقدّرة (EARs) والمقنّنات الغذائية الموصى بها (RDAs) أو التناولات الكافية (AIs) حين لا تكون هنالك معلومات كافية لتحديد متوسّط الاحتياجات والمسموحات الموصى بها. يُشار إجمالاً إلى متوسّط الاحتياجات والمسموحات الموصى بها والتناولات الكافية ومعدّلات التناول القصوى (ULs) بالكمّية الغذائية المرجعية.

للذكور والإناث الأقل من 9 سنين، تبلغ التناولات الكافية من البوتاسيوم مقدار: 400 مغ للرضع من عمر 0-6 أشهر؛ 680 مغ للرضع من عمر 7-12 شهر؛ 2000 مغ للأطفال من عمر 1-3 سنين؛ و2300 مغ للأطفال من عمر 4-8 سنين.

للذكور البالغين 9 سنين فما فوق، تبلغ التناولات الكافية من البوتاسيوم مقدار: 2500 مغ للأطفال من عمر 9-13 سنة؛ 3000 مغ للمراهقين من عمر 14-18 سنة؛ و3400 للذين أعمارهم من 19 سنة أو أكبر.

للإناث البالغات 9 سنين فما فوق، تبلغ التناولات الكافية من البوتاسيوم مقدار: 2300 مغ للفتيات من عمر 9-18 سنة؛ 2600 مغ للنساء البالغات أعمارهن 19 سنة أو أكبر.

للنساء الحوامل والمرضعات، تبلغ التناولات الكافية من البوتاسيوم مقدار: 2600 مغ للنساء الحوامل من عمر 14-18 سنة؛ و2900 مغ للحوامل اللاتي أعمارهن 19 سنة أو أكبر؛ أمّا بالنسبة للمرضعات فـ2500 ملغ للمرضعات من عمر 14-18 سنة؛ و2800 مغ للمرضعات اللاتي أعمارهن 19 سنة أو أكبر. بالنسبة للسلامة، تحدّد الأكاديمية الوطنية للطبّ كذلك معدلات التناول الأقصى المقبولة (ULs) للفيتامينات والمعادن، إلا أنّه بالنسبة للبوتاسيوم لم تكن الدلائل كافية، لذلك لم يتمّ تحديد معدّل تناول أقصى له.[82][83]

معظم الأمريكيين لا يتناولون سوى نصف الكمية يومياً،[84] ونفس الأمر في الاتحاد الأوروبي، وبشكل خاصّ في ألمانيا وإيطاليا، حيث عدم تناول الكفاية من البوتاسيوم أمر شائع نسبياً.[85] توصي هيئة الخدمات الصحّية الوطنية الخاصّة بالمملكة المتحدة بتناول كمّيات مماثلة، وتقول أنّ البالغين يحتاجون 3500 مغ يومياً، وأنّ الكمّيات الفائضة قد تسبّب مشاكل صحية مثل آلام المعدة والإسهال.[86]

المصادر الغذائية ونقص التناول [عدل]

يتوفّر البوتاسيوم في جميع الفواكه والخضار واللحم والسمك. من الأطعمة التي تحتوي على تراكيز عالية من البوتاسيوم كل من: اليام، البقدونس وكذلك المشمش المجفّف، والحليب والشوكولاتة، وجميع المكسرات (وبشكل خاص اللوز والفستق)، والبطاطس، وبتيلات الخيزران، والموز، والأفوكادو، وماء جوز الهند، وفول الصويا والنخالة.[87] تدرج وزارة الزراعة الخاصّة بالولايات المتحدة الأطعمة التالية أيضاً: معجون الطماطم، وعصير البرتقال، والشمندر الأحمر، والفاصوليا، والبطاطس، وموز الجنة، والموز، والمشمش، وعدّة مصادر غذائية أخرى للبوتاسيوم، مرتّبةً تنازلياً تبعاً لمحتواها من الكالسيوم. إنّ المقدار اليومي الكافي من البوتاسيوم يمكن تحصيله من 5 حبّات من موز الجنة أو 11 حبّة موز.[88]

إنّ الحمية الغذائية التي فيها كمّية منخفضة من البوتاسيوم قد تسبّب ارتفاع ضغط الدم [89] ونقص بوتاسيوم الدم.

يوضّح الجدول التالي كمّيات البوتاسيوم في الأطعمة الغنية به بالميلي غرام لكل 100 غ:

المصدر الغذائي	الكمّية (ملغ/ 100غ)
فول الصويا (مجفّف)	1.800 ملغ
مشمش (مجفّف)[90]	1.370 ملغ
نخالة	1.350 ملغ
فستق	1.020 ملغ
معجون الطماطم	1.014 ملغ
شمندر أحمر أوراق (مطهية)	909 ملغ
عدس	840 ملغ
زبيب	749 ملغ
لوز	705 ملغ

المصدر الغذائي	الكمية (ملغ / 100غ)
عصير برتقال	674 ملغ
فول سوداني	658 ملغ
دقلة النور	656 ملغ
حليب الصويا	638 ملغ
كستناء حلو (محمّص)	592 ملغ
حنطة سوداء (الحبوب الكاملة)	577 ملغ
كاجو	565 ملغ
بطاطا مقلية (بالزيوت النباتية)	550 ملغ
بطاطس (مطهوة)	535 ملغ

المصدر الغذائي	الكمية (ملغ / 100غ)
فول الصويا (مطهو)	515 ملغ
أفوكادو	485 ملغ
زنباع (الأبيض)	484 ملغ
سبانخ (مطهو)	466 ملغ
موز الجنة (مطهو)	464 ملغ
فاصولياء	454 ملغ
طماطم	439 ملغ
فاصولياء (مطهوة)	402 ملغ

مكمّلات غذائية [عدل]

عادةً ما تُستخدم مكمّلات البوتاسيوم مقترنةً مع مدرّات البول التي تمنع إعادة امتصاص الصوديوم والماء عكس اتجاهه من الأنيبيب البعيد (مثل الثيازيد ومدرات البول العروية)، لأن ذلك يعزّز زيادة طرح الأنيبيب البعيد للبوتاسيوم، والذي تكون نتيجته زيادةً في طرح البوتاسيوم. تتوفّر مجموعة متنوّعة من مكمّلات البوتاسيوم، منها التي تستلزم وصفات طبية ومنها التي لا تستلزم ذلك. يمكن أن يُذاب كلوريد البوتاسيوم في الماء، لكنّ المذاق المالح/المرّ يجعل المكمّلات السائلة غير مستساغة.[91] يتراوح مجال الجرعات الاعتيادي بين 10 ميلي مول (400 ملغ) إلى 20 ميلي مول (800 ملغ). البوتاسيوم متوفّر كذلك على شكل أقراص أو كبسولات والتي أُنشئت كي تسمح للبوتاسيوم أن يترشّح ببطء خارج المطرس، لأن التراكيز العالية من أيونات البوتاسيوم التي تظهر مجاورة لقرص صلب يمكن أن تضرّ وتجرح الغشاء المخاطي للمعدة أو الأمعاء.

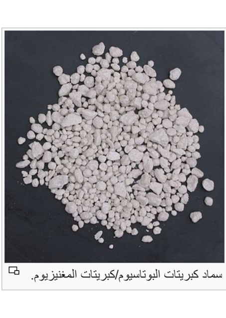
لأن الكليتين هما موقع طرح البوتاسيوم، فالأفراد الذين يعانون من اختلال وظائف الكلى عرضة لخطر الإصابة بفرط بوتاسيوم الدم إن لم يتم تنظيم وتحديد تناول البوتاسيوم عبر الوجبات والمكمّلات. خلُصت تحليل تلوي إلى أنّه يصاحب الزيادة في تناول البوتاسيوم اليومي بقدر 1640 ملغ انخفاض بنسبة 21% في خطر التعرض لسكتة.[92] لذلك فإنّه يمكن أن يكون كلوريد البوتاسيوم وبيكربونات البوتاسيوم مفيدين للتحكّم في ارتفاع ضغط الدم الخفيف.[93] في سنة 2016، جاء البوتاسيوم في المرتبة 33 في قائمة الأدوية الموصوفة في الولايات المتحدة بحوالي 22 مليون وصفة.[94]

التعرف عليه بواسطة براعم التذوق [عدل]

يمكن التعرّف على البوتاسيوم بالتذوّق لأنه يُحدث ثلاثةً من خمسة أنواع من أحاسيس التذوق، وذلك حسب التركيز. لمحاليل أيونات البوتاسيوم المخففة مذاق حلو، وهذا يسمح بوضع تراكيز متوسطة منه في الحليب والعصائر؛ أمّا التراكيز العالية فتزداد مرارتها/قلويتها بتزايد التركيز، وتصبح في النهاية مالحة المذاق. تجعل توليفة المرارة والملوحة التي تمتاز بها محاليل البوتاسيوم عالية التركيز مكملاته السائلة ذات مذاق غير مستساغ.[91][95]

الاستخدامات التجارية [عدل]

التسميد [عدل]



سماد كبريتات البوتاسيوم/كبريتات المغنيزيوم.

أيونات البوتاسيوم مكوّنٌ أساسيٌ في غذاء النبات، وتوجد في معظم أنواع التربة.[5] وتُستخدم سماداً في الزراعة، والبستنة، والزراعة في الماء على شكل كلوريد (KCl)، كبريتات K_2SO_4، نترات KNO_3، وهي تمثل حصة البوتاسيوم "K" في المحتوى "NPK" (نسبةً إلى عناصر النيتروجين والفوسفور والبوتاسيوم)، الذي يعرض على ملصقات السماد. تستهلك الأسمدة الزراعية 95% من الإنتاج الكيميائي العالمي للبوتاسيوم، وحوالي 90% من هذا البوتاسيوم يُوفَّر على شكل كلوريد البوتاسيوم.[5] يتراوح محتوى البوتاسيوم في النبات بين 0.5% إلى 2% من وزن المحاصيل المحصودة ومتعارف على الرمز له بكمية K_2O. تعتمد الزراعة الحديثة وفيرة الغلة على الأسمدة لاستبدال البوتاسيوم الضائع في الحصاد. معظم الأسمدة الزراعية تحتوي على كلوريد البوتاسيوم، في حين أنّ كبريتات البوتاسيوم تُستخدم لتسميد المحاصيل الحساسة للكلوريد أو المحاصيل التي تحتاج إلى كمّية كبيرة من الكبريتات. تُنتج الكبريتات في معظم الحالات بتفكيك المعدنين كاينيت $MgSO_4·KCl·3H_2O$ ولانجباينيت $MgSO_4·K_2SO_4$. هناك أسمدة معدودة فقط تحتوي على نترات البوتاسيوم.[96] كان حوالي 93% من الإنتاج العالمي للبوتاسيوم في 2005 قد استُهلك في صناعة الأسمدة. فضلاً عن ذلك، يمكن للبوتاسيوم أن يلعب دورا مفتاحيا في دورة المغذيات عبر التحكّم في المخلّفات النباتية.[97]

الاستخدام الطبي [عدل]

مقالة مفصلة: كلوريد البوتاسيوم (استعمال طبي)

يستخدم البوتاسيوم على شكل كلوريد البوتاسيوم دواءاً لعلاج ومنع نقص بوتاسيوم الدم،[98] الذي يمكن أن يحدث نتيجة التقيؤ أو الإسهال أو بعض الأدوية المعينة.[99] يُعطى البوتاسيوم عبر حقن بطيء داخل الوريد أو عبر الفم.[100]

مضافات غذائية [عدل]

طرطرات الصوديوم والبوتاسيوم $KNaC_4H_4O_6$ هي المكوّن الرئيسي لذرور الخبز، وتُستخدم كذلك في تفضيض المرايا. برومات البوتاسيوم $KBrO_3$ مؤكسد قوي (E924)، ويُستخدم لتحسين قوة عجينة الخبز وطول الأرز. يُستخدم بيكبريتيت البوتاسيوم $KHSO_3$ حافظاً للأطعمة، وعلى سبيل المثال في صناعة النبيذ والجعة (لكن ليس في اللحوم)، ويُستخدم كذلك في تبييض المنسوجات، وفي دباغة الجلود.[101][102]

الصناعة [عدل]

أشهر مركّبات البوتاسيوم الكيميائية هي: هيدروكسيد البوتاسيوم، كربونات البوتاسيوم، كبريتات البوتاسيوم وكلوريد البوتاسيوم، وتُنتَج ملايين الأطنان من هذه المركّبات سنوياً.

هيدروكسيد البوتاسيوم KOH قاعدة قوية تُستخدم في الصناعة لتعديل الأحماض القوية والضعيفة، وللتحكّم في pH الوسط وتصنيع أملاح البوتاسيوم. تُستخدم كذلك في تصبين الدهون والزيوت، المنظفات الصناعية، وفي تفاعلات الحلمأة كتلك الخاصّة بالأسترات.[103][104] يُتحصّل على نترات البوتاسيوم KNO_3 (أو ملح البارود) من مصادر طبيعية مثل ذرق الطائر والمتبخّرات؛ أو من مصادر صناعية عبر عملية هابر-بوش، وهو المؤكسد في البارود الأسود وسمادٌ زراعيٌ مهمّ. يُستخدم سيانيد البوتاسيوم KCN في إذابة النحاس والمعادن الثمينة وبشكل خاص الفضة والذهب عبر تشكيل معقّدات؛ وتطبيقاته تشمل استخدامه في تعدين الذهب، الطلي الكهربائي والتشكيل بالترسيب الكهربائي لهذه المعادن؛ كما يُستخدم في الاصطناع العضوي لتكوين النتريل. يُستخدم كربونات البوتاسيوم K_2CO_3 في صناعة الزجاج والصابون وأنابيب التلفاز الملونة والمصابيح الفلورية وفي أصبغة الأنسجة والمساحيق الملونة.[105] بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ هي مادّة مؤكسدة، مبيّضة، منقّية وتُستخدم لإنتاج السكارين. يُضاف كلورات البوتاسيوم $KClO_3$ إلى أعواد الكبريت والمتفجرات. بروميد البوتاسيوم KBr وكان يُستخدم سابقاً في التخدير وفي التصوير الفوتوغرافي.[5]

كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 ويُستخدم في الحبر، والأصبغة، واللطخات (لون أحمر ناصع مصفر نوعا ما)، في المتفجرات والألعاب النارية، وفي دباغة الجلود، وفي ورق الذباب وأعواد ثقاب الأمان،[106] لكن كل هذه الاستخدامات هي بفضل كيميائية أيون الكرومات بدل أيون البوتاسيوم.[107]

استخدامات خاصة [عدل]

توجد الآلاف من الاستخدامات لمختلف مركّبات البوتاسيوم. أحد الأمثلة هو فوق أكسيد البوتاسيوم KO_2، وهي مادة برتقالية صلبة تعمل مصدراً محمولاً للأكسجين وممتص لثنائي أكسيد الكربون. يُستخدم بشكل واسع في أنظمة التهوية في المناجم والغواصات والمركبات الفضائية لأنّه يشغل حجماً أقلّ من الأكسجين الغازي.[108][109]

$$4\,KO_2 + 2\,CO_2 \longrightarrow 2\,K_2CO_3 + 3\,O_2$$

مثالٌ آخر هو كوبالتي نتريت البوتاسيوم $K_3[Co(NO_2)_6]$ والذي يُستخدم خضاباً تحت اسم أوريولين أو أصفر الكوبالت.[110]

يمكن لنظائر البوتاسيوم المستقرّة أن تبرّد بالليزر كي تستخدم لسبر مشاكل أساسية وتكنولوجية في ميكانيكا الكم؛ إذ يملك النظيران البوزونيان رنين فشباخ مناسب للقيام بدراسات تتطلّب تأثرات قابلة للتوليف، في حين أنّ النظير ^{40}K هو أحد فرمونين اثنين فقط مستقرّين من بين الفلزّات القلوية.[111]

استخدامات مخبرية [عدل]

سبيكة الصوديوم والبوتاسيوم NaK هي مائع يُستخدم وسطاً ناقلاً للحرارة ومجففاً لإنتاج مذيبات جافة خالية من الهواء. يمكن أن يُستخدم كذلك في التقطير التفاعلي.[112] السبيكة الثلاثية 12% صوديوم، 47% بوتاسيوم و41% سيزيوم لها أخفض نقطة انصهار من أي سبيكة أخرى وهي -78 درجة مئوية.[42]

يُستخدم البوتاسيوم الفلزّي في العديد من أنواع مقاييس المغناطيسية.[113]

المخاطر [عدل]

بوتاسيوم	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	خطر
بيانات الخطر وفق GHS	H260, H314
بيانات وقائية وفق GHS	P223, P231+232, P280, P305+351+338, P370+378, P422[114]
NFPA 704	3، 3، 2

تعديل مصدري - تعديل

يتفاعل فلز البوتاسيوم بشدّة مع الماء منتجاً هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وغاز الهيدروجين.

$$2\,K(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,KOH(aq) + H_2(g)\uparrow$$

يعطي تفاعل فلزّ البوتاسيوم مع الماء غاز الهيدروجين مع بخار البوتاسيوم، وحريق ذو لهب وردي أو ليلكي. كما يتشكّل هيدروكسيد البوتاسيوم شديد القلوية في المحلول.

هذا التفاعل ناشرٌ للحرارة ويُطلق حرارة كافية لإشعال الهيدروجين الناتج عند تواجد الأكسجين. يميل البوتاسيوم إلى الانفجار عند التلامس مع الماء ومن دون وجود الأكسجين، ويسمّى ذلك الانفجار بانفجار كولوم والذي يمكن أن يرش المشاهدين بهيدروكسيد البوتاسيوم، وهو قلوي قويّ يدمّر الأنسجة الحيّة ويسبّب حروقاً جلدية. يلتهب البوتاسيوم المبشور بلطف في درجة حرارة الغرفة. يطفو الكالسيوم المحترق على الماء بسبب كثافته المنخفضة (0.89 غ/سم^3)، ممّا يُعرّضه لأكسجين الجو. ينبغي استخدام عوامل إخماد الحرائق خاصة لإطفاء حرائق البوتاسيوم، لأن العديد منها، بما في ذلك الماء، غير فعّالة أو تزيد الأمر سوءاً. يستخدم لذلك الغرض كل من النيتروجين، والأرغون، أو المساحيق الصلبة مثل كلوريد الصوديوم (ملح المائدة)، أو كربونات الصوديوم (رماد الصودا) أو ثنائي أكسيد السيليكون (الرمل)، وهي فعّالة إن كانت جافّة. بعض مساحيق الإطفاء الجافّة من الصنف D المصمّمة لحرائق الفلزّات فعّالة كذلك، حيث تحرم هذه العوامل الحريق من الأكسجين وتقوم بتبريد فلزّ البوتاسيوم.[115]

يتفاعل البوتاسيوم بشدّة مع الهالوجينات وينفجر عند تواجد البروم، ويتفاعل بالانفجار كذلك مع حمض الكبريتيك. أثناء الاحتراق، يشكّل البوتاسيوم البيروكسيدات وفوق الأكسيدات. يمكن أن تتفاعل هذه البيروكسيدات بشدّة مع المركّبات العضوية مثل الزيوت. يمكن أن تتفاعل كلّ من البيروكسيدات وفوق الأكاسيد انفجاريا مع البوتاسيوم الفلزّي.[116]

عادةً ما يُخزّن البوتاسيوم تحت زيت معدني لاماني أو الكيروسين، لأنّه يتفاعل مع بخار الماء في الجو. على العكس من الليثيوم والصوديوم، فلا يجب أن يُخزّن البوتاسيوم تحت الزيت لمدّة تفوق ستّة أشهر، إلّا إذا كان في جوٍّ خالٍ من الأكسجين أو في فراغ. إذ يمكن بعد التخزين المطوّل وبتماس مع أكسجين الهواء في الجوّ أن تتشكّل البيروكسيدات الخطيرة الحساسة للصدمات على الفلز وتحت غطاء الحاوية، ويمكنها الانفجار عند فتحها.[117]

بسبب النشاط الكيميائي الكبير لفلزّ البوتاسيوم فيجب أن يتم التعامل معه بحذرٍ شديد، مع حماية كاملة للجلد والعينين، ومن الأفضل تواجد حاجز مقاوم للانفجار بين المستخدم والفلزّ. إن ابتلاع كمّيات كبيرة من مركّبات البوتاسيوم يمكن أن يؤدّي إلى الإصابة بفرط بوتاسيوم الدم، الذي يؤثّر بشدّة على نظام جهاز الدوران.[118][119] يستخدم كلوريد البوتاسيوم في الولايات المتحدة في الإعدامات بالحقن القاتلة.[118]

انظر أيضاً [عدل]

- فلزات قلوية

في كومنز صور وملفات عن: بوتاسيوم

المراجع [عدل]

1. ^ Augustyn, Adam. "Potassium/ Chemical element". Encyclopedia Britannica. مؤرشف من الأصل في 9 يوليو 2019. اطلع عليه بتاريخ 17 أبريل 2019. "Potassium Physical properties"
2. ↑ أ ب Webb, D. A. (April 1939). "The Sodium and Potassium Content of Sea Water" (PDF). The Journal of Experimental Biology (2): 183. مؤرشف من الأصل (PDF) في 24 سبتمبر 2019.
3. ^ Anthoni, J. (2006). "Detailed composition of seawater at 3.5% salinity". seafriends.org.nz. مؤرشف من الأصل في 18 يناير 2019. اطلع عليه بتاريخ 23 سبتمبر 2011.
4. ^ Hall, John E.; Guyton, Arthur C. (2006).

157–164. doi:10.1001/jama.2011.1967. PMID 22235086.
62. ^ Moore-Ede, M. C. (1986). "Physiology of the circadian timing system: predictive versus reactive homeostasis". Am J Physiol. 250: R737–R752.
63. ^ Slonim, Anthony D.; Pollack, Murray M. (2006). "Potassium". Pediatric critical care medicine. Lippincott Williams & Wilkins. صفحة 812. ISBN 978-0-7817-9469-5.
64. ^ Visveswaran, Kasi (2009). "hypokalemia". Essentials of Nephrology (الطبعة 2nd). BI Publications. صفحة 257.

قراءة موسعة [عدل]

- Burkhardt, Elizabeth R. (2006). "Potassium and Potassium Alloys". Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry. A22. صفحات 31–38. doi:10.1002/14356007.a22_031.pub2. ISBN 978-3-527-30673-2.
- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). Chemistry of the Elements (الطبعة 2nd). Butterworth-Heinemann. ISBN 978-0-08-037941-8.
- Holleman, Arnold F.; Wiberg, Egon; Wiberg, Nils (2007). "Potassium". Lehrbuch der Anorganischen Chemie (باللغة الألمانية) (الطبعة 91–100). Walter de Gruyter. ISBN 978-3110177701.
- Schultz, H.; et al. (2006). "Potassium compounds". Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry. A22. صفحات 39–103. doi:10.1002/14356007.a22_031.pub2. ISBN 978-3-527-30673-2.
- National Nutrient Database at USDA Website

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت أخطاء خلقية في أيض المعادن
ع · ن · ت اضطرابات الكهرل والتوازن الحمضي القاعدي
ع · ن · ت مركبات البوتاسيوم
ع · ن · ت مكملات غذائية

ضبط استنادي	BNF: cb121440770 (data) · GND: 4139553-0 · LCCN: sh85105593 · NDL: 00565080
معرفات كيميائية	CAS Number: 7440-09-7 · ZVG number: 8150 · ECHA: 100.028.290 · NDF-RT ID: N0000146069 · KEGG ID: C00238 · EC no.: 231-119-8 · ChemSpider ID: 4575326 · DSSTOX substance identifier: DTXSID9049748 · PubChem CID: 5462222 · ChEBI ID: 26216 · ATC code: A12BA · Drugbank ID: 01345 · UNII: RWP5GA015D

بوابة علم طبيعة الأرض · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الفيزياء · بوابة الكيمياء · بوابة طب · بوابة علوم

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 12 فبراير 2020. (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: بوتاسيوم | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | قوالب صحة ورشاقة | مجففات | مختزلات | معادن غذائية

كالسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

سكانديوم ← **كالسيوم** ← بوتاسيوم

المظهر	
رمادي باهت، فضي	

الخطوط الطيفية للكالسيوم

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كالسيوم، 20، Ca
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 4، s
الكتلة الذرية	40.078 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 8، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.55 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.378 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1115 ك، 842 °س، 1548 °ف
نقطة الغليان	1757 ك، 1484 °س، 2703 °ف
حرارة الانصهار	8.54 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	154.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.929 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	864	956	1071	1227	1443	1755

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2+، 1+[1] (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	1.00 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 589.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1145.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 4912.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	197 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	176±10 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	231 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	33.6 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	201 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	22.3 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3810 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	20 غيغاباسكال
معامل القص	7.4 غيغاباسكال
معامل الحجم	17 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.31
صلادة موس	1.75
صلادة برينل	167 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-70-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكالسيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{40}Ca	96.941%	^{40}Ca هو نظير مستقر وله 20 نيوترون			
^{41}Ca	نادر	1.03×10^{5} سنة	ε	-	^{41}K
^{42}Ca	0.647%	^{42}Ca هو نظير مستقر وله 22 نيوترون			
^{43}Ca	0.135%	^{43}Ca هو نظير مستقر وله 23 نيوترون			
^{44}Ca	2.086%	^{44}Ca هو نظير مستقر وله 24 نيوترون			
^{45}Ca	مصطنع	162.7 يوم	β^-	0.258	^{45}Sc
^{46}Ca	0.004%	>2.8×10^{15} سنة	$\beta^-\beta^-$	?	^{46}Ti
^{47}Ca	مصطنع	4.536 يوم	β^-	0.694، 1.99	^{47}Sc
			γ	1.297	-
^{48}Ca	0.187%	>4×10^{19} سنة	$\beta^-\beta^-$	?	^{48}Ti

ع · ن · ت

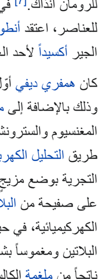
الكالسيوم هو عنصر كيميائي رمزه **Ca** وعدده الذرّي 20 (ملاحظة 1) وهو ينتمي إلى الفلزّات القلوية الترابية، التي تقع في المجموعة الثانية للجدول الدوري للعناصر. يتميّز هذا الفلزّ بنشاطه الكيميائي، لذلك لا يوجد بشكله الحرّ في الطبيعة، إذ تتشكّل طبقةٌ من الأكسيد والنتريد على سطحه عند تعرّضه للهواء. يشابه هذا العنصر في خواصه الكيميائية والفيزيائية خواصَ أقرانه الأثقل في مجموعة الفلزّات القلوية: السترونشيوم والباريوم. يعدّ الكالسيوم خامسَ العناصر الكيميائية من حيث الوفرة الطبيعية في القشرة الأرضية، وثالث الفلزّات من حيث ذلك الترتيب بعد الألومنيوم والحديد؛ وهو يوجد فيها غالباً على شكل مركّب كربونات الكالسيوم، الذي يدخل في تركيب الحجر الجيري؛ كما يوجد أيضاً على شكل مركّبات أخرى في معادن الجصّ (الجبس) والأنهيدريت والفلوريت والأباتيت، والتي تعدّ من الخامات الطبيعية للكالسيوم أيضاً.

عُرفت كيمياء الكالسيوم بشكلٍ معمّق منذ القرن التاسع عشر الميلادي، وذلك عندما تمكّن همفري ديفي سنة 1808 من عزل العنصر لأوّل مرّة بواسطة التحليل الكهربائي لأكسيده، وهو من أطلق عليه هذا الاسم، والذي اشتقّه من الكلمة اللاتينية «calx»، والتي تعني جير. ينتشر استخدام مركّبات الكالسيوم في العديد من التطبيقات الصناعية على نطاقٍ واسع تشمل الصناعات الغذائية والدوائية وصناعة الورق وغيرها من الصناعات الأخرى.

للكالسيوم أهمّية حيوية كبيرة، فهو أكثر الفلزّات وخامس العناصر الكيميائية من حيث الوفرة في جسم الإنسان. عندما يكون الكالسيوم على هيئة كهرل (إلكتروليت)، فهو يلعب دوراً حيوياً مهمّاً في العمليات والوظائف الفيزيولوجية والكيميائية الحيوية في الخلايا؛ وخاصّةً في مسارات توصيل الإشارة وفي إفراز النواقل العصبية من العصبونات وفي الجهد الغشائي وفي تقلّص العضلات؛ كما يدخل الكالسيوم أيضاً في تركيب العظام. يؤدي نقصه إلى اضطراب في الوظائف الحيوية وهشاشة العظام والأسنان وتقلص في العضلات. يوجد عدد من المصادر الغذائية الغنية بالكالسيوم مثل الحليب ومشتقاته، وكذلك في بعض المصادر النباتية مثل القرنبيط الأخضر.

محتويات [أخفِ]

التاريخ [عدل]



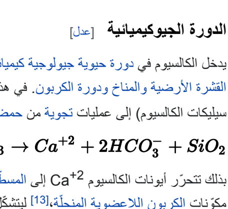
أحد تماثيل عين غزال المصنوعة من الجص.

على الرغم من أنّ الكالسيوم لم يُعرَف على شكله العنصري إلّا في عصورٍ متأخّرة، إلّا أنّ مركّبات الكالسيوم عرفت قديماً منذ آلاف السنين؛[2] ولفترةٍ تصل قبل حوالي 7000 سنة.[3] فقد استخدم الجير منذ القدم في البناء؛[4] وكذلك في الزخرفة وصناعة التماثيل. يعود أقدم قمين استُخدِمَ في حرق الجير إلى حوالي 2500 سنة قبل الميلاد، والذي عُثِرَ عليه في محلّة خفاجة في بلاد الرافدين (العراق حالياً)؛[5][6] وفي الفترة التاريخية ذاتها تقريباً استُخدِمَ الجصّ في عمارة الهرم الأكبر ولاحقاً في بناء قبر توت عنخ آمون.

استخدم سكّان روما القديمة مونة الجير المُستَحصلَة من تسخين الحجر الجيري في البناء،[2] وقد عزا فيتروفيو خفّة وزن الجير المستحصل بالمقارنة مع الحجر الجيري الأصلي إلى فقدان الماء بالتسخين؛ إلّا أنّ جوزيف بلاك بيّن لاحقاً أنّ ذلك يعود إلى فقدان غاز ثنائي أكسيد الكربون، والذي لم يكن معروفاً للرومان آنذاك.[7] في سنة 1787 وأثناء دراسته وتصنيفه للعناصر، اعتقد أنطوان لافوازييه أنّه من المحتمل أن يكون الجير أكسيداً لأحد العناصر الكيميائية الأساسية.[8]

كان همفري ديفي أوّل من تمكّن من عزل عنصر الكالسيوم وذلك بالإضافة إلى مجانساته من العناصر الأخرى القريبة مثل المغنسيوم والسترونشيوم والباريوم وذلك سنة 1808 عن طريق التحليل الكهربائي للأكاسيد الموافقة. قام ديفي في تلك التجربة بوضع مزيج من أكسيد الكالسيوم وثنائي أكسيد الزئبق على صفيحة من البلاتين، حيث أدّت دور المصعد في الخلية الكهركيميائية، في حين أنّ المهبط كان سلكاً مصنوعاً من البلاتين ومغموساً بشكل جزئي في الزئبق. أعطت التجربة ناتجاً من ملغمة الكالسيوم مع الزئبق، والتي أدّى تسخينها إلى تفكّكها والحصول على فلز الكالسيوم بشكله العنصري الحرّ لأوّل مرّة.[2][9] كانت هذه التجربة كافيةً للحصول على الكالسيوم على صعيد مخبري، إلّا أنّ طُرقَ الحصول عليه على صعيدٍ صناعي طُوّرت بعد ذلك بأكثر من قرنٍ من الزمان.[7]

الوفرة والإنتاج [عدل]



مصاطب من ترسّبات الترافرتين في منطقة باموق قلعة التركية.

يحتلّ الكالسيوم المرتبة الخامسة من حيث الوفرة الطبيعية للعناصر الكيميائية في القشرة الأرضية، وباعتبار ترتيب الفلزّات فهو يأتي في المرتبة الثالثة بعد الألومنيوم والحديد؛[2] كما أنّه يدخل أيضاً في تركيب بنية القمر.[10] يعدّ كربونات الكالسيوم أكثر خامات الكالسيوم انتشاراً، وهو يدخل في تركيب عددٍ من الكائنات البحرية مثل المرجان واللؤلؤ والأصداف. ربّما يعود انتشار توضّعات الحجر الجيري الرسوبية في القشرة الأرضية إلى كونها بقايا مستحاثات وأحافير الحياة البحرية في العصور الجيولوجية السحيقة. توجد تلك الرسوبيات على شكلين، وهما الكالسيت سداسي التبلور (الأكثر شيوعاً) والأراغونيت ذي النظام البلّوري المعيني القائم (أكثر انتشاراً في البحار المعتدلة). ينتمي إلى الصنف الأول كلٌّ من الخامات التالية: الحجر الجيري (الكلسي) والدولوميت والرخام والطبشور. من جهةٍ أخرى، توجد توضّعات الأراغونيت في الباهاماس وفي الجزر المرجانية المقابلة لولاية فلوريدا الأمريكية، وكذلك في حوض البحر الأحمر.

من خامات الكالسيوم الهامّة أيضاً معدن الجصّ، وهو مكوّن من كبريتات الكالسيوم $CaSO_4\cdot2H_2O$، بالإضافة إلى الأنهيدريت $CaSO_4$ وكذلك معدن الفلوريت CaF_2 والأباتيت $Ca_5(PO_4)_3F$.[2]

تعدّ الصين من أكبر منتجي الكالسيوم في العالم (حوالي 10-12 ألف طنّ سنوياً)، بالإضافة إلى روسيا (6-8 آلاف طنّ سنوياً) والولايات المتحدة (2-4 آلاف طنّ سنوياً). أُنتِجَ سنة 2005 حوالي 24 ألف طنّ من الكالسيوم، واستُخدِمَ أكثرُ من نصفها في الولايات المتحدة؛[11] ولا تزال طريقةٌ محوّرةٌ من طريقة ديفي مستخدمةً في الصين وروسيا للحصول على فلزّ الكالسيوم، وذلك اعتماداً على مصهور كلوريد الكالسيوم.[11] وما يسهّل من العملية أنّ الكالسيوم أقلّ نشاطاً كيميائياً من السترونشيوم والباريوم على سبيل المثال، إذ تعمل طبقة الأكسيد والنتريد المتشكّلة على سطح فلزّ الكالسيوم على حمايته وجعله مستقرّاً في الهواء، كما تفي المعدّات والآليات القياسية بغرض المعالجة التقنية أثناء تعدين هذا الفلزّ.[12] أمّا في كندا والولايات المتحدة فيُستَحصل الكالسيوم من اختزال الجير بالألومنيوم عند درجات حرارةٍ مرتفعة.[11]

$$4\,CaO + 2\,Al \xrightarrow{1200^\circ C} CaAl_2O_4 + 3\,Ca\uparrow$$

الدورة الجيوكيميائية [عدل]

يدخل الكالسيوم في دورة حيوية جيولوجية كيميائية تعرف باسم دورة كربونات-سيليكات الجيوكيميائية، وهي صلة الوصل بين التغيّرات في بنية القشرة الأرضية والمناخ ودورة الكربون. في هذه الدورة تتعرّض الصخور الحاوية على الكالسيوم مثل الولاستونيت ($CaSiO_3$)، شكلٌ من سيليكات الكالسيوم) إلى عمليات تجوية من حمض الكربونيك (المتشكّل من غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 والماء H_2O):

$$2CO_2 + H_2O + CaSiO_3 \rightarrow Ca^{+2} + 2HCO_3^- + SiO_2$$

بذلك تتحرّر أيونات الكالسيوم Ca^{+2} إلى المسطّحات المائية؛ إلى أن تنتقل إلى المحيطات، حيث تتفاعل هناك مع أيونات البيكربونات، وهي إحدى مكوّنات الكربون اللاعضوية المنحلّة،[13] ليتشكّل الحجر الجيري (كربونات الكالسيوم $CaCO_3$)، والذي يترسّب بدوره في القيعان لتتشكّل طبقة رسوبية جديدة:

$$Ca^{+2} + 2HCO_3^- \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

عند الوسط القلوي الضعيف لـ pH مياه البحر يتحوّل غاز CO_2 عائداً إلى البيكربونات.

بالتالي فإنّ المحصّلة الإجمالية للتفاعلات هي انتقال جزيء واحد من CO_2 من المحيطات/الغلاف الجوّي إلى غلاف الأرض الصخري؛[14] بعبارةٍ أخرى؛ فإنّ كلّ تحرّرٍ لأيون كالسيوم Ca^{+2} من عملية تجوية يوافق بالنهاية إزالة جزيءٍ واحدٍ من CO_2 من الأنظمة والأغلفة السطحية (الغلاف الجوي والمائي) وتخزينه على شكل صخور كربونات رسوبية، الأمر الذي له كبيرُ الأثر على المناخ في المدى الطويل.[13][15]

تُغلَق الدورة عندما تحدث عملية حركة للصفيحات التكتونية في قيعان المحيطات، حيث تندفن ترسّبات الكربونات إلى طبقات أعمق وتحدث تحوّلات جيولوجية بطيئة تتضمّن إحداها تفاعل تغيّر الشكل مع ثنائي أكسيد السيليكون SiO_2 ليعود تشكّل صخور السيليكات مجدّداً.

$$CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2$$

النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الكالسيوم

الكالسيوم الطبيعي هو مزيجٌ من خمسة نظائر مستقرّة وهي ^{40}Ca و ^{42}Ca و ^{43}Ca و ^{44}Ca و ^{46}Ca؛ بالإضافة إلى وجود نظيرٍ شبه مستقرّ، وهو ^{48}Ca، إذ أنه نظير يضمحل، ولكن نصف العمر له يبلغ 4.3×10^{19} سنة؛ وبذلك يكون الكالسيوم أوّل عنصر خفيف بستّةِ نظائر طبيعية متوفّرة.[16]

أكثر هذه النظائر وفرةً هو كالسيوم-40 ^{40}Ca بنسبةٍ تصل إلى 96.9%؛ وهو ينتج من عملية احتراق السيليكون من اندماج جسيمات ألفا، كما ينتج هذا النظير أيضاً من الاضمحلال البطيء للنويدة الابتدائية للنظير بوتاسيوم-40. يعدّ النظير الكالسيوم-40 أثقل نويدة مستقرة ذات عددٍ متساوٍ من البروتونات والنيوترونات. أمّا النظير الثاني للكالسيوم من حيث الوفرة فهو كالسيوم-44 ^{44}Ca، والذي تصل نسبة وفرته إلى 2.80%؛ في حين أنّ باقي النظائر نادرةٌ نسبياً، وتشكّل نسبة وفرة طبيعية أقلّ من 1%، وهي تنتج من عملية احتراق الأكسجين بالإضافة إلى احتراق السيليكون. ينتج النظير كالسيوم-40 غالباً من عملية التقاط النيوترون البطيئة الساخنة، لأنّ تشكّله يتطلّب دفقاً مرتفعاً من النيوترونات ليتمكّن النظير كالسيوم-45 قصير العمر من التقاط نيوترون. أمّا النظير كالسيوم-48 فيتشكّل من عملية التقاط إلكترون أثناء عملية التقاط النيوترون السريعة داخل المستعر الأعظم من النوع Ia، حيث يؤمّن وجودُ عددٍ كبيرٍ من النيوترونات مرتفعةِ الطاقة بقاءَه.[17][18]

يعدّ استقرار النظيرين كالسيوم-46 ^{46}Ca وكالسيوم-48 ^{48}Ca ملفتاً للانتباه نظراً للعدد الفائض من النيوترونات بالنسبة لعدد البروتونات (6 و 8 على الترتيب) وذلك مع اعتبار خفّة الوزن الذري للكالسيوم نسبياً. يعود سبب ذلك الاستقرار لأنّ أنوية تلك النظائر ذات عدد سحري مضاعف، ممّا يَحُولُ دونَ الاضمحلال؛ وبالتالي يكون الكالسيوم العنصر الوحيد الذي يمتلك نويدَتين ابتدائيّتَين ذواتي عددٍ سحريٍ مضاعف، الأمر الذي يؤمّن الاستقرار. فالكالسيوم-48 على سبيل المثال يمتلك 20 بروتون و28 نيوترون، والتي تكون مرتّبة على شكل أغلفة مغلقة؛ بالتالي فإنّ حدوث اضمحلال بيتا إلى نظير السكانديوم-48 محظور، لذلك فإنّ الاضمحلال يكون وفق اضمحلال بيتا المضاعف إلى نظير التيتانيوم-48، وبذلك يكون أوّل نظيرٍ خفيفٍ يقوم بهذه العملية.[19]

كما هو الحال مع العناصر الأخرى، فإنّ عدداً من العمليات تغيّرُ من الوفرة الطبيعية لنظائر الكالسيوم؛[20] ومنها عملية التجزئة النظيرية لتلك النظائر وفق الكتلة أثناء ترسيب معادن الكالسيوم مثل الكالسيت والأراغونيت والأباتيت من المحاليل، إذ أن النظائر الأخفّ تكون مفضّلةً أثناء التشكّل، ممّا يترك المحاليل غنيةً بالنظائر الأثقل، ويُقدَّر ذلك التفاوت بتتبُّع نسبة النظيرين $^{44}Ca/^{40}Ca$ في العيّنات، وتقدّر نسبة التفاوت بحوالي 1%.[21]

الخواص الفيزيائية [عدل]

الكالسيوم فلزٌّ فضّي اللون ينصهر عند 842 °س ويغلي عند 1494 °س، وهي قيم أعلى من نظيراتها من المغنسيوم والسترونشيوم، وهما العنصران المجاوران للكالسيوم في مجموعة الفلزّات القلوية الترابية. يتبلور الكالسيوم وفق نظام بلوري مكعب مركزي الوجه مثل السترونشيوم؛ فوق الدرجة 450 °س تتغيّر البنية البلّورية إلى نظامٍ سداسيٍّ متراصّ مثل المغنسيوم. تبلغ كثافة الكالسيوم 1.55 غ/سم^3، وهي القيمة الأقلّ في مجموعته.

للكالسيوم صلادة أكبر من الرصاص، لكن يمكن قطعه بسكّين عند تطبيق جهد موافق؛ من جهةٍ أخرى فإنّ لهذا الفلزّ موصلية كهربائية أقلّ من نظيراتها في عنصري النحاس والألومنيوم؛[22] ولكنها نسبياً جيّدة بالشكل الكافي في وسط معزول عن الهواء، ممّا دفع البعض في التفكير باستخدامه في الفضاء الخارجي.[11]

الخواص الكيميائية [عدل]

لذرّة الكالسيوم التوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^2$؛ وبما أنّ للكالسيوم اثنين من إلكترونات التكافؤ في الغلاف الإلكتروني الخارجي (غلاف التكافؤ)، فهو بالتالي ثنائي التكافؤ. يميل الكالسيوم بسهولة إلى التخلّي عن هذَين الإلكترونَين وتشكيل أيون الكالسيوم Ca^{+2} المستقرّ، الذي له بنية شبيهة ببنية أقرب عنصر نبيل في دورة الجدول الدوري، وهو عنصر الأرغون. لذلك فإنّ أغلب مركّبات الكالسيوم هي مركّبات أيونية والتي يكون فيها العنصر الفلزّي ثنائي التكافؤ.

نظرياً، فإنّه من الممكن الحصول على أيون كالسيوم أحادي التكافؤ، لكنّه حسابياً سرعانَ ما سيحصل عليه تفاعل عدم تناسب (تفاعل أكسدة-اختزال ذاتي)، الأمر الذي سيحوّله إلى أيون الكالسيوم ثنائي التكافؤ والكالسيوم الفلزي في شكله الحرّ. يعود عدم استقرار أيون الكالسيوم أحادي التكافؤ عملياً إلى أنّ الحرارة القياسية لتكوين المركّبات من النمط MX_2 أعلى من المركّبات النظرية من النمط MX؛ إذ أنّ طاقة الشبكة البلورية المتوقّرة من وجود أيونات Ca^{+2} أعلى منها بالنسبة للأيون النظري Ca^+.[23]

يشبه الكالسيوم في خواصه الكيميائية العناصر الأثقل في مجموعة الفلزّات القلوية الترابية: السترونشيوم والباريوم والراديوم. بالمقابل، فإنّ عنصري البيريليوم والمغنسيوم يختلفان عن بقيّة عناصر المجموعة، وهما في صفاتهما أقرب لفلزّي الألومنيوم والزنك على الترتيب، واللذان ينتميان إلى الفلزّات بعد الانتقالية، ولذلك السبب فإنّ البعض يجعل من التصنيف العملي للفلزات القلوية الترابية يبدأ من عنصر الكالسيوم؛[24][25] ولهذا فإنّ المقارنات بين الكالسيوم وعناصر مجموعة الفلزات القلوية الترابية تكون عادةً مع السترونشيوم والباريوم أكثر منها مع المغنسيوم والبيريليوم.[23]

بنية بوليميرية لأيون الكالسيوم المُمَيَّه $[Ca(H_2O)_6]^{+2}$، وذلك يبرز مقدرة الكالسيوم على امتلاك عدد تناسقي مرتفع.

يتفاعل الكالسيوم مع الماء بشدّة وبشكلٍ أسرع من المغنسيوم، لكنّه أبطأ من السترونشيوم، وينتج عن التفاعل هيدروكسيد الكالسيوم وغاز الهيدروجين. كما يتفاعل هذا الفلزّ بحالته العنصرية أيضاً مع الأكسجين والنتروجين في الهواء لتتشكّل عليه طبقةٌ من أكسيد الكالسيوم CaO ونتريد الكالسيوم Ca_3N_2.[16] لكن عندما يكون الكالسيوم بشكل مسحوقٍ ناعمٍ فإنّه يحترق بالهواء، في حين أنّ الكمّيات الأكبر تكون ذات نشاط كيميائي أقلّ نسبياً، ولكن الأمر يعتمد على الرطوبة النسبية، فعندما تكون أقل من 30% يكون النشاط الكيميائي ضعيفاً.[10] من جهةٍ أخرى، ينحلّ فلز الكالسيوم في الأمونيا السائلة ليعطي محلولاً ذا لون أزرق غامق.[23]

بالإضافة إلى أكسيد الكالسيوم CaO، يشكّل الكالسيوم أيضاً مع الأكسجين مركّب بيروكسيد الكالسيوم CaO_2، لكنّ الدلائل على وجود أكسيد فائق $Ca(O_2)_2$ ليست بكبيرة.[26] يعدّ هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ قاعدةً قويّة، لكنّها أضعف من هيدروكسيدات السترونشيوم والباريوم، وكذلك أضعف من هيدروكسيدات الفلزّات القلوية.[27] إنّ جميع الهاليدات الثنائية للكالسيوم معروفة (الفلوريد CaF_2 والكلوريد $CaCl_2$ والبروميد $CaBr_2$ واليوديد CaI_2)؛[28] بالإضافة إلى ذلك فإنّ كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ وكبريتات الكالسيوم $CaSO_4$ هي مركّبات متوفّرة على شكل معادن منتشرة في الطبيعة.[29]

بسبب الحجم الكبير لأيون الكالسيوم Ca^{+2} فإنّ امتلاك الكالسيوم لعددٍ تناسقيٍّ كبير أمرٌ شائع، وهو يصل إلى 24 في بعض المركّبات بين الفلزّية مثل $CaZn_{13}$.[30] يمكن أن يتعقّد الكالسيوم بسهولة من المُتَمَخلِبات الأكسجينية مثل EDTA ومركّبات متعدّدة الفوسفات (بولي فوسفات)، وهذا الأمر له أهمّية كبيرة في الكيمياء التحليلية ولإزالة أيونات الكالسيوم من المياه العَسِرَة. بغياب إعاقة فراغية فإنّ الكالسيوم يستطيع أن يشكّل معقّدات قوية، ولكن عند وجود حلقات ضخمة متعدّدة السنّ فإنّ المعقّدات تصبح أضعف وأقلّ ثباتية.[29]

على الرغم من وجود الكالسيوم في نفس مجموعة المغنسيوم، إلّا أنّ المقدرة على تشكيل مركّبات عضوية فلزّية متباينة بينهما، فالأخير قادر على تشكيل مركّبات غرينيار، في حين أنّ الكالسيوم من النادر أن يشكّل مركبات عضوية فلزية، إذ أن مركّبات الكالسيوم العضوية أصعب تحضيراً وأقلّ استقراراً؛ رغم ذلك، فإنّها لا تزال محطّ أبحاث لاحتمال استخدامها في عمليات التحفيز.[31][32][33][34][35] من الأمثلة على مركّبات الكالسيوم العضوية معقّد ثنائي حلقي بنتاديينيد الكالسيوم $Ca(C_5H_5)_2$، رغم أن إضافة مستبدل ميثيلي على حلقة البنتاديين يزيد من انحلالية وتطايرية والاستقرار الحركي للمعقّد.[36]

الدور الحيوي [عدل]

مقالات مفصلة: الكالسيوم في علم الأحياء · استقلاب الكالسيوم

الوظيفة [عدل]

توصيات الكالسيوم اليومية حسب العمر (من معهد الولايات المتحدة للطبّ)[37]

العمر	مقدار الكالسيوم (ملغ/يوم)
1–3 سنوات	700
4–8 سنوات	1000
9–18 سنة	1300
19–50 سنة	1000
>51 سنة	1000
الحمل	1000
الإرضاع	1000

الكالسيوم عنصرٌ أساسي يحتاج إليه الجسد بكمّيات كبيرة. يعمل الأيون Ca^{2+} ككهرل وهو أساسي لصحّة الأنظمة العضلية والدورانية والهضمية، ولا غنى عنه في تكوين العظام ويدعم تخليق ووظيفة الخلايا الدموية. على سبيل المثال، ينظّم الكالسيوم انقباض العضلات والنقل العصبي وتجلّط الدم. ونتيجةً لذلك تُنظَّم مستويات الكالسيوم داخل وخارج الخلية بإحكام بواسطة الجسد. يمكن للكالسيوم لعب هذه الأدوار لأنّ أيونات Ca^{2+} تشكّل معقّدات تناسقية مستقرّة مع العديد من المركّبات العضوية وبشكل خاص البروتينات، كما تشكّل مركّبات مع مجموعة متنوّعة من المركّبات القابلة للذوبان، وهذا يسمح بتكوين الهيكل العظمي.[38]

الكالسيوم فلز أساسي في تركيب العظام في جسد الإنسان والحيوان، وكذلك عنصر أساسي في تركيب الأسنان وسلامتها . بالنسبة للأم الحامل ينصح خبراء التغذية بأن تتعاطى مع الغذاء مالا يقل عن 1000 مليجرام (أي 1 جرام) من الكالسيوم أثناء الحمل وخلال السنة الأولى للرضاعة، حتى يتمتع الجنين وبعد ذلك الرضيع ببنية عظمية وأسنان سليمة . مراعاة هذا الشرط يمنع أن تفقد الأم أثناء الحمل من محتويات الكالسيوم التي في عظامها، فإن هذا يؤثر سلبا على صحتها وسلامتها في بقية حياتها . ذلك الحد لغذاء المرأة الحامل حددته هيئة طبية متخصصة DGE ، مكونة من أطباء وخبراء تغذية من البلاد المتحدثة باللغة الألمانية وهي ألمانيا و النمسا و سويسرا . تلك الهيئة تتقابل عدة مرات خلال السنة وتراجع ما جرى من أبحاث طبية في شأن ما، وتعدل على أساس المستجدات مستوى تواجد عنصر ما في غذاء الإنسان .

كذلك تهتم الهيئة DGE باحتياج الأطفال المتزايد للكالسيوم قبل وخلال فترة البلوغ، حيث ينمو جسم الطفل بطريقة سريعة . ولكن الكثير من المواد الغذائية غنية بالكالسيوم، مثل: الحليب ومنتجات الحليب كالجبن والزبادي، وفي الخبز المصنوع من الدقيق الكامل (يحتوي على النخالة) ، و في الخضروات والفاكهة وفي الأسماك والبيض، ومهم هنا تنويع الغذاء بحيث تضمن الأم حصول الطفل على ما يحتاجه من الكالسيوم عن طريق تنويع الغذاء.

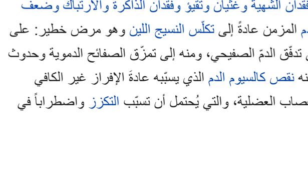
توجد في تلك المواد الغذائية المذكورة أعلاه عناصر أخري مهمه لتركيب جسم الإنسان وتحافظ على سلامته، ونذكر هنا على سبيل المثال : عناصر الحديد واليود، والماغنسيوم، وحمض الفوليك، والفيتامينات .

نلاحظ في الجدول المأخوذ عن معهد الولايات المتحدة للطب أن احتياج الأطفال بين سن 9 - 18 إلى الكالسيوم بنسبة أكبر من الصغار والكبار، فاحتياجهم اليومي يصل إلى 1300 مليجرام من الكالسيوم . هذا يتوافق مع بيانات هيئة الأوربية . كما نلاحظ أن احتياج كبار السن لا يقل عن 1000 مليجرام من الكالسيوم في اليوم، هذا حتى لا يحدث لهم تلين العظام في الكبر.

الارتباط [عدل]

يمكن أن تشكّل أيونات الكالسيوم معقّدات مع البروتين عبر الارتباط بمجموعات الكربوكسيل الخاصّة بوحدات حمض الجلوتاميك وحمض الأسبارتيك، أو عبر التآثر مع وحدات السيرين، التيروسين أو الثريونين المفسفرة، أو عبر التمخلب بواسطة وحدات الأحماض الأمينية المكرسلة-γ. يستخدم التريبسين -وهوإنزيم هضمي- الطريقة الأولى، في حين يستخدم الأوستيوكالسين - وهو بروتين في مطرس العظام- الطريقة الثالثة. أمّا بعض بروتينات مطرس العظام الأخرى مثل أوستيوبونتين وسيالوبروتين العظم تستخدم كلا الطريقتين الأولى والثانية. إن التنشيط المباشر للإنزيمات عبر الارتباط بالكالسيوم أمرٌ شائع، وبعض الإنزيمات الأخرى تُنشَّط بواسطة ترابط غير تساهمي مع إنزيمات مرتبطة مباشرة بالكالسيوم. يرتبط الكالسيوم كذلك بغشاء الخلية الفوسفوليبيدي، مثبّتاً البروتينات المرتبطة بسطح الخلية.[38]

الذوبانية [عدل]



التناول العالمي للكالسيوم لدى البالغين (ملغ/يوم)[39]

<400	700–800
400–500	800–900
500–600	900–1000
600–700	>1000

يعتبر مركّب فوسفات أحادي الكالسيوم مرتفع الذوبانية في الماء أحد الأمثلة على المجال الواسع لذوبانية مركّبات الكالسيوم، ويكون حوالي 85% من الكالسيوم خارج الخلوي على شكل فوسفات ثنائي الكالسيوم مع ذوبانية تقدّر بـ 2.0 ميلي مول؛ بالمقابل فإنّ هيدروكسيل أباتيت العظام في المطرس العضوي هو فوسفات ثلاثي الكالسيوم وتقدّر ذوبانيته بـ 100 ميكرو مول.[38]

التنظيم الهرموني لتكوين العظام [عدل]

يعزّز الهرمون الدرقي وفيتامين دي تكوين العظام عبر السماح بتحسين ترسيب أيونات الكالسيوم فيها، ما يسمح بتخليقٍ سريعٍ للعظام من دون التأثير على كتلة العظم ومحتوى الملح. حين تنخفض مستويات الكالسيوم في البلازما، تُنشَّط مستقبلات سطح الخلية ويحدث إفراز الهرمون الدرقي الذي يعمل على تحفيز دخول الكالسيوم إلى بلازما الدم عبر أخذها من خلايا الكلية والأمعاء والعظام المستهدفة. إن عمل الهرمون الدرقي في تحفيز تكوين العظام يعاكسه عمل الكالسيتونين الذي يزيد إفرازه عند تزايد مستويات الكالسيوم في البلازما.[38]

مستويات غير طبيعية بالبلازما [عدل]

قد يسبب التناول الفائض للكالسيوم حدوث فرط كالسيوم الدم. وبما أنّ امتصاص الأمعاء له غير فعال، فعلى الأرجح يمكن أن يحدث ارتفاع الكالسيوم في البلازما بسبب الإفراز المفرط للهرمون الدرقي، أو ربما بالتناول المفرط لفيتامين دي، وكلاهما يُسهّل عملية امتصاص الكالسيوم. يمكن أن يحدث كذلك بسبب تخرّب العظام الذي يحدث عند انبثاث الأورام داخل العظام. جميع هذه الظروف ينتج عنها ترسيب أملاح الكالسيوم الفائضة في القلب أو الأوعية الدموية أو الكلى. تشمل أعراض فرط كالسيوم الدم فقدان الشهية وغثيان وتقيؤ وفقدان الذاكرة والارتباك وضعف العضلات وزيادة التبوّل وتجفاف وأمراض العظام الأيضية. يقود فرط كالسيوم الدم المزمن عادةً إلى تكلّس النسيج اللين وهو مرض خطير: على سبيل المثال، يمكن أن يسبّب التكلّس فقدان مرونة الجدران الوعائية واضطراباً في تدفّق الدمّ الصفيحي، ومنه إلى تمزّق الصفائح الدموية وحدوث الخثار. من جهةٍ أخرى، فإنّ تناول الكالسيوم أو فيتامين دي غير الكافي قد ينتج عنه نقص كالسيوم الدم الذي يسبّبه عادةً الإفراز غير الكافي للهرمون الدرقي أو المستقبلات الخلوية الخاصّة به. تشمل الأعراض استثارة الأعصاب العضلية، والتي يُحتمل أن تسبّب التكزز واضطراباً في الموصلية داخل النسيج القلبي.[38]

مرض العظام [عدل]

للكالسيوم دور كبير في تخليق العظام، والعديد من أمراض العظام يمكن أن ترجع إلى مشاكل في مطرسها العضوي أو هيدروكسيل أباتيت في البنية أو التنظيم الجزيئي للمطرس. على سبيل المثال: هشاشة العظام هي انخفاض في محتوى ملح الكالسيوم في العظم لكل وحدة حجم، ويمكن أن تُعالج بواسطة مكمّلات الكالسيوم وفيتامين دي وبيسفوسفونات. مكمّلات الكالسيوم يمكن أن ترفع لبيدات البلازما لدى النساء اللاتي تجاوزن سن اليأس وكذلك الرجال كبار السن، بعد سن اليأس يظهر أن تناول النساء لمكمّلات الكالسيوم له علاقة مترابطة بالأمراض الوعائية القلبية. كما أنّ تناول كمّيات غير كافية من الكالسيوم والفيتامين دي وربما الفوسفات يمكن أن تقود إلى تلين العظام.[38]

المصادر الغذائية [عدل]

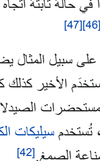
جدول بمحتوى الكالسيوم (بالميليغرام) في الأطعمة لكل 100 غ.[40]

طعام، كالسيوم لكل 100غ	طعام، كالسيوم لكل 100غ	طعام، كالسيوم لكل 100غ
بارميجيانو (جبن) = 1140 ملغ	حليب الماعز = 134 ملغ	عدس = 79 ملغ
حليب مجفف = 909 ملغ	بذور السمسم (غير مقشرة) = 125 ملغ	حمص شائع = 53 ملغ
جبن الماعز الصلب = 895 ملغ	حليب البقر خالي من الدهون = 122 ملغ	بيض مغلى = 50 ملغ
جبنة تشيدر = 720 ملغ	زبادي الحليب كامل الدسم = 121 ملغ	برتقال = 40 ملغ
عجينة الطحينة = 427 ملغ	بندق = 114 ملغ	حليب بشري = 33 ملغ
دبس السكر = 273 ملغ	توفو طري = 114 ملغ	أرز أبيض طويل البذرة = 19 ملغ
لوز = 234 ملغ	شمندر أحمر = 114 ملغ	لحم بقر = 12 ملغ
كرنب أخضر = 232 ملغ	سبانخ = 99 ملغ	سمك القد = 11 ملغ
كرنب أجعد = 150 ملغ	ريكوتا (جبن حليب منزوع الدسم) = 90 ملغ	

الاستخدامات [عدل]

مقالة مفصلة: مكملات الكالسيوم

كالسيوم	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	خطر
بيانات الخطر وفق GHS	H261
بيانات وقائية وفق GHS	P231+232, P422[41]
NFPA 704	



تعديل مصدري - تعديل

الاستخدام الأكبر للكالسيوم المعدني هو في إنتاج الصلب بسبب ألفته الكيميائية القوية للأكسجين والكبريت. حين يتشكّل أكسيده وكبريتيده، واللذان يخرجان مع الخبث أثناء صناعة الفولاذ، ولكن قد تتبقى نسبة قليلة من هذه الشوائب والتي تتشتّت عبر الصلب وتصبح صغيرة وكروية، وهذا يحسّن قابلية الصب والنقاء وخصائصًا ميكانيكيةً عامة.

يُستخدَم الكالسيوم كذلك في بطاريات السيارات التي لا تحتاج صيانة، والتي يُؤدي فيها استخدام 0.1% من سبيكة الكالسيوم-رصاص بدلاً من سبائك إثمد-رصاص المعتادة إلى فقدانٍ أقلّ للماء وتفريغ شحنة ذاتي أقل. بسبب خطر التمدد والتشقق، عادةً ما يضاف الألومنيوم إلى هذه السبائك. تُستخدم سبائك الرصاص-كالسيوم هذه في صبّ واستبدال سبائك الرصاص-إثمد.[42] يُستخدم الكالسيوم أيضا في تقوية سبائك الألومنيوم المستخدمة في الدعامات، وفي التحكّم بالكربون الغرافيتي في حديد الزهر، ولنزع شوائب البزموت من الرصاص.[12] يتواجد معدن الكالسيوم في منظّفات المصارف، حيث يعمل على توليد الحرارة وهيدروكسيد الكالسيوم اللذين يصبّنان الدهون ويُسيّلان البروتينات (كتلك الموجودة في الشعر) التي تسدّ المصارف.[43] فضلاً عن علم الفلزات، تُستغلّ تفاعلية الكالسيوم لإزالة النتروجين من غاز الآرغون عالي النقاء وكمستأصل لغازي الأكسجين والنتروجين. ويُستخدم كذلك كمختزل في إنتاج الكروم، الزركونيوم، الثوريوم واليورانيوم. يمكن أن يُستخدم أيضاً لتخزين غاز الهيدروجين، لأنه يتفاعل مع الهيدروجين لتشكيل هيدريد الكالسيوم الصلب، الذي يمكن استخراج الهيدروجين منه بسهولة.[12]

مضادة حموضة بالكالسيوم.

قادت التجزئة النظائرية للكالسيوم أثناء تكوّن المعدن إلى العديد من التطبيقات لنظائر الكالسيوم، وبشكل خاص ملاحظة سكولان وديباولو سنة 1997:[44] معادن الكالسيوم أخفّ نظائرياً من المحاليل التي تترشّح منها هذه المعادن، وهي أساس تطبيقات تماثلية في الطب وفي علم المحيطات القديمة. لدى الحيوانات ذات الهياكل العظمية المتمعدنة بالكالسيوم، يعكس تركيب الكالسيوم النظائري للنسيج اللّين المعدّل النسبي لتكوين وانحلال معدن الهيكل العظمي. لدى البشر، أظهرت التغيُّرات في تركيب الكالسيوم النظائري للبول أنّ لها علاقة بتغيّرات توازن معدن العظام. حين يتجاوز معدّل تكوّن العظام معدّل إعادة امتصاص الكالسيوم من العظام، تزداد نسبة $^{44}Ca/^{40}Ca$ في النسيج اللين والعكس بالعكس. بسبب هذه العلاقة، قياسات نظائر الكالسيوم في البول أو الدم مفيدة للتحديد المبكّر لأمراض أيض العظام مثل هشاشة العظام.[45] يوجد نظام مماثل في ماء البحر، حيث تميل نسبة $^{44}Ca/^{40}Ca$ إلى الارتفاع حين تتجاوز إزالة Ca^{2+} عبر ترسّب المعادن معدّل إضافة كالسيوم جديد في المحيط. في سنة 1997، قدّم سكولان وديباولو أوّل دليل على تغيّر نسبة $^{44}Ca/^{40}Ca$ الخاصّة بماء البحر عبر الزمن الجيولوجي، جنباً إلى جنب مع تفسير نظري لهذه التغيّرات. أكّدت أوراق بحثية حديثة لاحقة هذه الملاحظة، مبرهنةً أنّ تركيز ماء البحر من Ca^{2+} ليس ثابتاً، وأنّ المحيط لا يكون أبدا في حالة ثابتة اتجاه مدخلات ومخرجات الكالسيوم. ولهذا مقتضيات مناخية مهمة، لكون دورة الكالسيوم البحرية ذات صلة وثيقة بدورة الكربون.[46][47]

تُستخدم العديد من مركّبات الكالسيوم في الطعام، كمستحضرات صيدلانية، وفي الطب ومجالات أخرى. على سبيل المثال يضاف الكالسيوم والفسفور إلى الطعام عبر إضافة لاكتات الكالسيوم، بيروفوسفات الكالسيوم وفوسفات ثلاثي الكالسيوم. يُستخدَم الأخير كذلك كعامل تلميع في معجون الأسنان ومضادات الحموضة. لاكتوبيونيك الكالسيوم مسحوق أبيض يُستخدم كعامل تعليق في المستحضرات الصيدلانية. في الخَبز يُستخدم فوسفات أحادي الكالسيوم كعامل تخمير. يُستخدم كبريتيت الكالسيوم كمبيِّضٍ في إنتاج الأوراق وكمطهر، تُستخدم سيليكات الكالسيوم كعامل تقوية في المطاط، وأسيتات الكالسيوم هو مكون في تركيب القلفونية ويُستخدم لإنتاج الصابون المعدني وفي صناعة الصمغ.[42]

المخاطر [عدل]

فلز الكالسيوم [عدل]

يتفاعل الكالسيوم بشكل طارد للحرارة مع الماء، حتى أنه يتأثر مع الرطوبة الجسمية ممّا ينتج عنه تهييجات وأكّالة وحادّة.[48] يحدث نفس التأثير عند ابتلاع الكالسيوم على الفم والمريء والمعدة، ويمكن أن يكون قاتلاً.[43] لكن، لا يُعرف إن كان للتعرّض طويل المدى لفلزّ الكالسيوم تأثيرات ضارّة محدّدة.[48]

الكالسيوم في الطعام [عدل]

بسبب دواعي قلق من التأثيرات الجانبية الضارّة طويلة المدى للكالسيوم بما في ذلك تكلس الشرايين، حدّد كلّ من معهد الولايات المتحدة للطبّ والهيئة الأوروبية لسلامة الأغذية معدّلات التناول الأقصى المحتملة (ULs) للكالسيوم المتحصّل عليها من الحمية الغذائية والمكمّلات. حدّد المعهد الطبي الأمريكي، للأشخاص بين 9-18 سنة معدّلاً أقصى لا يتجاوز 3 غ/يوم، وللأشخاص بين 19-50 سنة 2.5 غ/يوم، أمّا فوق 50 سنة فلا يجب تتجاوز 2 غ/يوم.[49] أمّا الهيئة الأوروبية فحدّدت المعدّل الأقصى للبالغين بـ 2.5 غ/يوم، وقرّرت أنّ المعلومات لم تكن كافية لتحديده بالنسبة للأطفال والمراهقين.[50]

طالع أيضاً [عدل]

- حجر جيري
- مكملات الكالسيوم

هوامش [عدل]

- ملاحظة 1 بشكل غير رسمي وفي بعض القواميس يطلق على عنصر الكالسيوم أحياناً تسمية «العنصر العشرون»؛[51] ويرمز له «كا».[52]

مراجع [عدل]

1. ^ Krieck, Sven; Görls, Helmar; Westerhausen, Matthias (2010). "Mechanistic Elucidation of the Formation of the Inverse Ca(I) Sandwich Complex [(thf)3Ca(μ-C6H3-1,3,5-Ph3)Ca(thf)3] and Stability of Aryl-Substituted Phenylcalcium Complexes". *Journal of the American Chemical Society*. **132** (35): 100818110534020. doi:10.1021/ja105534w. PMID 20718434.
2. ↑ أ ب ت ث ج Greenwood and Earnshaw, p. 108
3. ^ Garfinkel, Yosef (1987). "Burnt Lime Products and Social Implications in the Pre-Pottery Neolithic B Villages of the Near East". *Paléorient*. **13** (1): 69–76. doi:10.3406/paleo.1987.4417. JSTOR 41492234.
4. ^ Miller, M. Michael. "Commodity

29. ↑ أ ب Greenwood and Earnshaw, pp. 122–5
30. ^ Greenwood and Earnshaw, p. 115
31. ^ Harder, S.; Feil, F.; Knoll, K. (2001). "Novel Calcium Half-Sandwich Complexes for the Living and Stereoselective Polymerization of Styrene". *Angew. Chem. Int. Ed.* **40**: 4261–4264. doi:10.1002/1521-3773(20011119)40 (غير نشط 20-08-2019).
32. ^ Crimmin, Mark R.; Casely, Ian J.; Hill, Michael S. (2005). "Calcium-Mediated Intramolecular Hydroamination Catalysis". *Journal of the American Chemical Society*. **127** (7): 2042–2043. doi:10.1021/ja043576n. PMID 15713071.
33. ^ Jenter, Jelena; Köppe, Ralf; Roesky, Peter W. (2011). "2,5-Bis{N-(2,6-diisopropylphenyl)iminomethyl}pyrrolyl

وصلات خارجية [عدل]

- WebElements.com – Calcium

كالسيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت مركبات الكالسيوم
ع · ن · ت اضطرابات الكَهرَل وَالتَوازُن الحِمضي القاعِدي
ع · ن · ت مكملات غذائية

ضبط استنادي: BNE: XX531346 · BNF: cb11976285h (data) · GND: 4069806-3 · LCCN: sh85018768 · NDL: 00565069

معرفات كيميائية: ECHA: 100.028.344 · NDF-RT ID: N0000146031 · PubChem CID: 5460341 · KEGG ID: C00076 · Drugbank ID: 01373 · DSSTOX substance identifier: DTXSID9050484 · Beilstein Registry Number: 4241647 · ChemSpider ID: 4573905 · EC no.: 231-179-5 · ChEBI ID: 22984 · Gmelin number: 16277 · ZVG number: 8160 · CAS Number: 7440-70-2 · UNII: SY7Q814VUP

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة صيدلة · بوابة طب

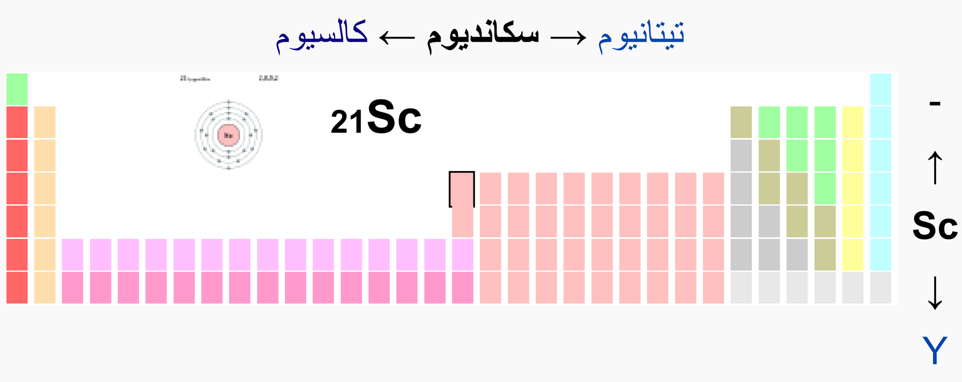
هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 26 يناير 2020 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: كالسيوم | أدوية أساسية حسب منظمة الصحة العالمية | عناصر كيميائية | فلزات قلوية ترابية | قوالب صحة ورشاقة | محصرات قنوات الصوديوم | مختزلات | معادن غذائية | مكملات غذائية

سكانديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

تيتانيوم ← **سكانديوم** ← كالسيوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سكانديوم، 21، Sc
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	3، 4، d
الكتلة الذرية	44.955912 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2\ 3d^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	2.985 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	2.80 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1814 ك، 1541 °س، 2806 °ف
نقطة الغليان	3109 ك، 2836 °س، 5136 °ف
حرارة الانصهار	14.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	332.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.52 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1645	1804	(2006)	(2266)	(2613)	(3101)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2[1], 1 [2] (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.36 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 633.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1235.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2388.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	162 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	170±7 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	211 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، عديد (بولي)) حسابي. 562 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	15.8 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، عديد (بولي)) 10.2 ميكرومتر/(م·كلفن)
معامل يونغ	74.4 غيغاباسكال
معامل القص	29.1 غيغاباسكال
معامل الحجم	56.6 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.279
صلادة برينل	750 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-20-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر السكانديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{44m}Sc	مصطنع	58.61 ساعة	ت.د	0.2709	^{44}Sc
			γ	1.0, 1.1, 1.2	^{44}Sc
			ε	-	^{44}Ca
^{45}Sc	100%	^{45}Sc هو نظير مستقر وله 24 نيوترون			
^{46}Sc	مصطنع	83.79 يوم	$β^-$	0.3569	^{46}Ti
			γ	0.889, 1.120	-
^{47}Sc	مصطنع	3.3492 يوم	$β^-$	0.44, 0.60	^{47}Ti
			γ	0.159	-
^{48}Sc	مصطنع	43.67 ساعة	$β^-$	0.661	^{48}Ti
			γ	0.9, 1.3, 1.0	-

ع · ن · ت

السكانديوم عنصر كيميائي له الرمز **Sc** والعدد الذري 21 في الجدول الدوري للعناصر، وهو أول عنصر من السلسلة الأولى في العناصر الانتقالية، وله استخدامات صناعيه هامة.[3][4][5] ويمكن للعنصر ان يقوم بعمل خلايا عصبية داخله ، عنصر كتلة معدني أبيض فضي ، تم تصنيفه تاريخياً على أنه عنصر أرضي نادر ، إلى جانب الإيتريوم واللانثانيدات.تم اكتشافه في عام 1879 عن طريق التحليل الطيفي لمعادن الأوكسينيت والجادولينيت من الدول الاسكندنافية.

يوجد السكانديوم في معظم رواسب مركبات الأتربة النادرة واليورانيوم ، ولكنها تُستخرج من هذه الخامات في عدد قليل من المناجم في جميع أنحاء العالم.بسبب قلة التوافر والصعوبات في إعداد السكانديوم المعدني ، والذي تم إجراؤه لأول مرة في عام 1937 ، لم يتم تطوير تطبيقات السكانديوم حتى السبعينيات ، عندما تم اكتشاف التأثيرات الإيجابية للسكانديوم على سبائك الألومنيوم ، واستخدامها في مثل هذه السبائك لا يزال التطبيق الرئيسي الوحيد. التجارة العالمية لأكسيد سكانديوم هي 15-20 طنًا في السنة.

خصائص مركبات السكانديوم وسيطة بين خصائص الألمنيوم والإيتريوم.توجد علاقة مائلة بين سلوك المغنيسيوم والسكانديوم ، تمامًا كما هو الحال بين البريليوم والألمنيوم.في المركبات الكيميائية للعناصر في المجموعة 3 ، تكون حالة الأكسدة السائدة +3.

محتويات [أخف]

الخصائص [عدل]

المميزات الكيميائية [عدل]

السكانديوم معدن ناعم ذو مظهر فضي. يتحول إلى طبقة صفراء أو وردية قليلاً عندما يتأكسد بالهواء.إنه عرضة للعوامل الجوية ويذوب ببطء في معظم الأحماض المخففة.لا يتفاعل مع خليط 1: 1 من حمض النيتريك (HNO3) و 48٪ حمض الهيدروفلوريك (HF) ، ربما بسبب تكوين طبقة سلبية غير منفذة.تشتعل برادة السكانديوم في الهواء بلهب أصفر لامع لتكوين أكسيد السكانديوم.

النظائر [عدل]

في الطبيعة ، يوجد السكانديوم حصريًا كنظير 45Sc ، الذي له دوران نووي 7/2 ؛ هذا هو نظيره المستقر الوحيد.تم تصنيف ثلاثة عشر نظيرًا مشعًا بأكثرها ثباتًا وهو 46Sc ، والتي يبلغ عمر نصفها 83.8 يومًا ؛ 47 ثانية ، 3.35 يوم ؛ باعث البوزيترون 4 ، 44Sc ساعات ؛ و سكانديوم 48 43.7 ساعة.جميع النظائر المشعة المتبقية لها نصف عمر أقل من 4 ساعات ، ومعظم هذه النظائر ذات نصف عمر أقل من دقيقتين.يحتوي هذا العنصر أيضًا على خمسة نظائر نووية ، وأكثرها استقرارًا هو (t1 / 2 = 58.6 h) 44mSc.

تتراوح نظائر السكانديوم من 36Sc إلى 60Sc. وضع الاضمحلال الأساسي عند الكتل الأقل من النظير المستقر الوحيد ، 45Sc ، هو التقاط الإلكترون ، والوضع الأساسي عند الكتل التي تعلوها هو انبعاث بيتا.منتجات الاضمحلال الأولية عند أوزان ذرية أقل من 45 درجة مئوية هي نظائر الكالسيوم ، والمنتجات الأولية من الأوزان الذرية الأعلى هي نظائر التيتانيوم.

الظهور [عدل]

في قشرة الأرض ، السكانديوم ليس نادرًا. تختلف التقديرات من 18 إلى 25 جزء في المليون ، وهي مماثلة لوفرة الكوبالت (20-30 جزء في المليون).السكانديوم هو العنصر الخمسين الأكثر شيوعًا على الأرض (المرتبة 35 الأكثر وفرة في القشرة) ، ولكنه العنصر الثالث والعشرون الأكثر شيوعًا في الشمس. ومع ذلك ، يتم توزيع السكانديوم بشكل ضئيل ويظهر بكميات ضئيلة في العديد من المعادن.المعادن النادرة من الدول الاسكندنافية ومدغشقر مثل ثورتفيتيت و يوكسينيت و الجادلولينيت هي المصادر المركزة الوحيدة المعروفة لهذا العنصر. يمكن أن يحتوي الثورتفيتيت على ما يصل إلى 45٪ من السكانديوم على شكل أكسيد سكانديوم.

يتم إنشاء الشكل المستقر من السكانديوم في السوبرنوفا عبر عملية r. بالإضافة إلى ذلك ، يتم إنشاء السكانديوم عن طريق تشظي الأشعة الكونية لنوى الحديد الأكثر وفرة.

- $^{45}Sc \rightarrow {}^{28}Si + 17n$ (عملية-r)
- $^{56}Fe + p \rightarrow {}^{45}Sc + {}^{11}C + n$ (تشظي الأشعة الكونية)

الإنتاج [عدل]

يبلغ الإنتاج العالمي من السكانديوم ما بين 15 و 20 طنًا سنويًا ، على شكل أكسيد سكانديوم. الطلب أعلى بحوالي 50٪ ، ويستمر كل من الإنتاج والطلب في الزيادة.في عام 2003 ، أنتجت ثلاثة مناجم سكانديوم فقط: مناجم اليورانيوم والحديد في جوفتي فودي في أوكرانيا ، ومناجم الأرض النادرة في بيان أوبو ، الصين ، ومناجم الأباتيت في شبه جزيرة كولا ، روسيا ؛ منذ ذلك الحين ، قامت العديد من البلدان الأخرى ببناء منشآت لإنتاج السكانديوم ، بما في ذلك 5 أطنان / سنة (7.5 طن / سنة Sc2O3) من قبل شركة Nickel Asia Corporation و Sumitomo Metal Mining في الفلبين.[6]

في الولايات المتحدة ، تأمل شركة NioCorp Development في جمع مليار دولار لفتح منجم للنيوبيوم في موقع Elk Creek التابع لها في جنوب شرق ولاية نبراسكا والذي قد يكون قادرًا على إنتاج ما يصل إلى 95 طنًا من أكسيد سكانديوم سنويًا.

المراجع [عدل]

1. ^ McGuire, Joseph C. (1960). "Preparation and Properties of Scandium Dihydride". *Journal of Chemical Physics*. **33**: 1584–1585. doi:10.1063/1.1731452.
2. ^ Smith, R. E. (1973). "Diatomic Hydride and Deuteride Spectra of the Second Row Transition Metals". *Proceedings of the Royal Society of London. Series A, Mathematical and Physical Sciences*. **332** (1588): 113–127. doi:10.1098/rspa.1973.0015.
3. ^ "معلومات عن سكانديوم على موقع jstor.org". jstor.org. مؤرشف من الأصل في 29 مارس 2020.
4. ^ "معلومات عن سكانديوم على موقع mor.nlm.nih.gov". mor.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2019.
5. ^ "معلومات عن سكانديوم على موقع bigenc.ru". bigenc.ru. مؤرشف من الأصل في 08 ديسمبر 2019.
6. ^ "Scandium". *Wikipedia* (باللغة الإنجليزية). 18-09-2020. مؤرشف من الأصل في 19 سبتمبر 2020.

مقالة نقاش

تيتانيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

تيتانيوم هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري ورمزه Ti ورقمه الذري 22.[2][3][4] فلز انتقالي خفيف الوزن، قوي، ذو لمعان ومقاوم للصدأ (بما فيه ماء البحر والكلور)، ولونه معدني أبيض فضي.

ويستخدم التيتانيوم في السبائك القوية خفيفة الوزن (وخصوصاً مع الحديد والألومنيوم) وأكثر مركباته شيوعاً هي ثاني أكسيد التيتانيوم، والذي يستعمل في الصبغات البيضاء. ومن استخدامات تلك الصبغات البيضاء: سائل تصحيح الطباعة الأبيض والدهانات البيضاء. ويستخدم كذلك في معجون الأسنان، علامات الطريق البيضاء، وفي الألعاب النارية البيضاء اللون.

محتويات [أخف]

فاناديوم ← **تيتانيوم** → سكانديوم

↑ Ti ↓ Zr

المظهر

أبيض رمادي-فضي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تيتانيوم، 22، Ti
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	4، 4، d
الكتلة الذرية	47.867 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^2$ $4s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 10, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	4.506 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	4.11 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1941 ك، 1668 °س، 3034 °ف
نقطة الغليان	3560 ك، 3287 °س، 5949 °ف
حرارة الانصهار	14.15 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	425 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.060 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1982	2171	(2403)	2692	3064	3558

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3, 2, 1[1] (أكاسيد مذبذبة)
الكهرسلبية	1.54 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 658.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1309.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2652.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	147 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	160±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	420 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	21.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	8.6 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) 5,090 متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	116 غيغاباسكال
معامل القص	44 غيغاباسكال
معامل الحجم	110 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.32
صلادة موس	6.0
صلادة فيكرز	970 ميغاباسكال
صلادة برينل	716 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-32-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التيتانيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{44}Ti	مصطنع	63 سنة	ε	-	^{44}Sc
			γ	0.07, 0.08	-
^{46}Ti	8.0%	^{46}Ti هو نظير مستقر وله 24 نيوترون			
^{47}Ti	7.3%	^{47}Ti هو نظير مستقر وله 25 نيوترون			
^{48}Ti	73.8%	^{48}Ti هو نظير مستقر وله 26 نيوترون			
^{49}Ti	5.5%	^{49}Ti هو نظير مستقر وله 27 نيوترون			
^{50}Ti	5.4%	^{50}Ti هو نظير مستقر وله 28 نيوترون			

ع · ن · ت

الخصائص [عدل]

الفيزيائية [عدل]

تيتانيوم هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري ورمزه Ti ورقمه الذري 22. فلز انتقالي خفيف الوزن و له خواص فيزيائية متعددة : فإنه يكون لامع (له بريق) ذو كثافة منخفضة. يمكن سحبه، يمكن طرقه، و غالبا درجة انصهاره عالية نسبيا تقدر بأكثر من 1650 درجة مئوية أو 3000 درجة فهرنهايت. كما أنه صلب ومقاومة عالية لناقل للكهرباء والحرارة. ويرجع هذا بصفة عامة لكثافته القليلة.وطراوته عن المعادن الأخرى. وتحدث خاصية التواصل غالبا لأن كل ذرة يكون بها الكترونات غير مرتبطة جيدا في مداره الأخير (إلكترونات التكافؤ) و على هذا يتكون مايشبه البحر حول كاتيون نواة الفلز مما يسبب خاصية التواصل. تستخدم القوات المسلحة كميات هائلة من التيتانيوم في الطائرات والمحركات النفاثة لأنها قوية وخفيفة. يستطيع مقاومة درجات الحرارة حتى درجة 427°م والتي تجعل منه فلزًا مفيدًا في أنواع متعددة من الآليات

الكيميائية [عدل]

معظم المعادن غير ثابتة كيميائيا، تتفاعل مع الأكسجين في الهواء لتكوين أكاسيد بمرور الوقت (الحديد يصدأ على مر السنين، يحترق البوتاسيوم في ثواني، الفضة تفقد لمعانها في شهور) اما التيتانيوم مقاوم التآكل أو الصدأ الناتج عن مياه البحر أو بخار البحر مثله في ذلك مثل البلاتين. وفي هذه الخاصية يفوق الفولاذ الذي لا يصدأ. ولا تؤثر الحموض أو ماء القلويات عالية التآكل على التيتانيوم. وهو فلز قابل للطرق، وله معدل قوة - وزن أعلى من الفولاذ. وجميع هذه الصفات تجعل منه فلزًا ذا أهمية كبرى. التيتانيوم يتفاعل بسهولة مع الأكسجين في 1200 درجة مئوية (2190 درجة فهرنهايت) في الهواء، وعند درجة حرارة 610 (1130 درجة فهرنهايت) في الأكسجين النقي، والتي تشكل ثاني أكسيد التيتانيوم. ونتيجة لذلك، لا ينبغي تذويب هذا المعدن في الهواء الطلق فانه يحترق قبل الوصول إلى نقطة الذوبان. ذوبان غير ممكن إلا في جو خامل أو في فراغ. عند درجة حرارة 550درجة مئوية (1022 درجة فهرنهايت)، فهو يجمع مع الكلور. ويتفاعل أيضا مع الهالوجينات الأخرى، ويمتص الهيدروجين. التيتانيوم هو أحد العناصر القليلة التي تحرق في غاز النيتروجين النقي، وكرد فعل على 800 درجة مئوية (1470درجة فهرنهايت) لتشكيل نيتريد التيتانيوم، والذي يسبب التقصف.

وقد أظهرت التجارب أن التيتانيوم يصبح المشعة طبيعيا بعد فقدان الكترون، وانبعاث البوزيترون مما يؤدي إلى انبعاث الاشعة.

المركبات [عدل]

عدد الأكسدة +4 يهيمن الكيمياء التيتانيوم ولكن المركبات في حالة الأكسدة +3 شائعة أيضا. لأنها اعداد أكسدة عالية العديد من مركبات التيتانيوم لها درجة عالية من خلال الترابط التساهمي. الصفير والياقوت ستار يتم الحصول عليهما من الشوائب ثاني أكسيد التيتانيوم الموجودة فيه. تيتانات هي مركبات المصنوع من ثاني أكسيد التيتانيوم، تيتانات الباريوم له خصائص كهرضغطية، مما يجعل من الممكن استخدامها بمثابة محول الصوت والكهرباء. تتشكل عسترات من التيتانيوم من خلال تفاعل الكحول ورابع كلوريد التيتانيوم وتستخدم لأقمشة مقاومة للماء. رابع كلوريد التيتانيوم $TiCl_4$، التي تسمى أحيانا "دغدغة" هو سائل اصفراللون والذي يستخدم كمادة وسيطة في صناعة ثاني أكسيد التيتانيوم للدهان. يستخدم على نطاق واسع في الكيمياء العضوية، حمض لويس على سبيل المثال في التكاثف، وكلوريد التيتانيوم الثالث ($TiCl_3$)، والذي يستخدم كعامل مختزل.

الظهور [عدل]

دائما المستعبدين التيتانيوم إلى عناصر أخرى في الطبيعة. ذلك هو العنصر الأكثر وفرة وهو من المعادن التاسعة وخمسون المكونة للقشرة الأرضية ونسبته0.6% من كتلتها)، وهو من المعادن السابعة والخمسين الأكثر وفرة. وهو موجود في معظم الصخور البركانية والرواسب والمشتقة منها (وكذلك في الكائنات الحية والهيئات الطبيعية من الماء). من 801 أنواع من الصخور البركانية التي حللها المصح الجيولوجي بالولايات المتحدة، التيتانيوم حصته في التربة حوالي 0,5 حتي 1,5 ٪.

يتم توزيعها على نطاق واسع ويحدث أساسا في المعادن، وكذلك في العديد من خامات الحديد. وله اهمية اقتصادية، والتيتانيوم موجود في غرب أستراليا، كندا، الصين، الهند وموزامبيق ونيوزيلندا والنرويج وأوكرانيا. يستخرج أيضا بكميات كبيرة من الروتيل في أمريكا الشمالية وجنوب أفريقيا والمساعدة في الإسهام في الإنتاج السنوي من 90000 طن من المعادن و 4.3 مليون طن من ثاني أكسيد التيتانيوم. تقدر مجموع الاحتياطيات من التيتانيوم ليتجاوز 600 مليون طن.

النظائر [عدل]

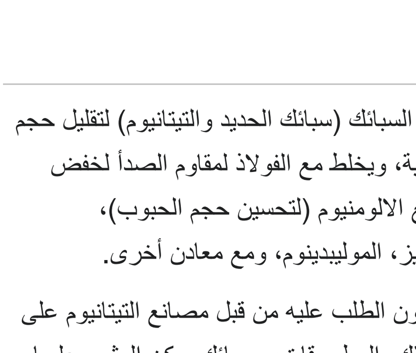
في الطبيعة، يتألف التيتانيوم من 5 نظائر مستقرة: ^{49}Ti، ^{48}Ti، ^{47}Ti، ^{46}Ti، و^{50}Ti، مع ^{48}Ti كونها الأكثر وفرة (73.8 ٪ وفرة الطبيعية). اتسمت أحد عشر النظائر المشعة، مع ^{44}Ti الأكثر ثباتاً مع نصف عمر 63 عاما، ^{45}Ti وله عمر نصف 184.8 دقيقة، ^{51}Ti وله عمر نصف 5.76 دقيقة، و^{52}Ti وله عمر نصف 1,7 دقائق. وكل النظائر المشعة المتبقية لها عمر نصف أقل من 33 ثانية، وغالبيتها لها نصف عمر أقل من نصف ثانية.

وتتراوح نظائر التيتانيوم في الوزن الذري من 39,99 (^{40}Ti) إلى 57,966 (^{58}Ti). ونظام التهافت الأساسي قبل أكثر النظائر ثباتا وفير، ^{48}Ti، هو أسر الإلكترون في النظام الأساسي بعدها يحدث انبعاث اشعة بيتا. المنتجات التهافت الأساسي قبل ^{48}Ti هي العنصر 21 (سكانديوم) والمنتجات الأولية بعد العنصر 23 (الفاناديوم).

تاريخ [عدل]

مارتن كلابروث هاينريش اسمه التيتانيوم لجبابرة من الأساطير اليونانية.

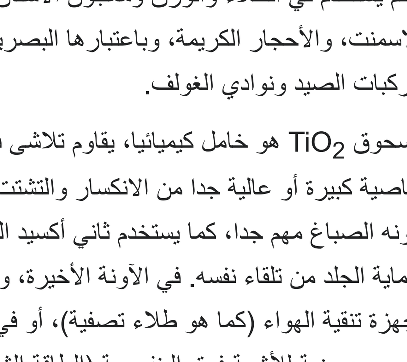
ان أول البدايات لاكتشاف معدن التيتانيوم تعود إلى الكيميائي البريطاني والجيولوجي (ويليام جريجور) وهو أول من اكتشف وجود التيتانيوم خام معدني رملي بالقرب من بلدة ميناكان فاطلق عليه اسم ميناكانايت وكان ذلك في عام 1791م. ثم عثر عليه الكيميائي الألماني مارت ن كلابروث في عام 1795 م واعطاه اسما جديدا وهو التيتانيوم، المعروف به حتى الآن وهو مشتق من تيتان اي ابن الأرض.. ونظرا لان وسائل النشر العلمي لم تكن متاحه بما فيه الكفاية آنذاك فإنه لم تنشأ اي علاقة علمية بين العالمين، لذلك مرت سنتان كاملتان قبل أن يدرك جريجور وكلابروث انهما قد اكتشفا معدنا واحد. وقد وجدا الرجلان عن طريق بعض التحاليل الكيميائية إلى وجود التيتانيوم الخام الطبيعي غير ان ذلك لم يكن يعني عثورهما على المعدن نفسه خالصا.. والحقيقة انهما لم يكتشفا ألا واحدا من أهم مركبات التيتانيوم في الطبيعة وهو ثاني اكسيد التيتانيوم وهو عبارة عن مسحوق أبيض اللون من البلورات الدقيقة. والعمليات اللازمة لاستخراج خامات التيتانيوم المختلفة وشاقة ومكلفة، بل ليس من الممكن بالطريقة العادية، عن طريق تسخين في وجود الكربون، التي ينتج بسبب كربيد التيتانيوم الصرفة التيتانيوم المعدنية (99.9 ٪) وقد أعد أول مرة في عام 1910 من قبل ماثيو ألف صياد في رينسيلار معهد البوليتكنيك عن طريق تسخين $TiCl_4$ مع الصوديوم على 700-800 درجة مئوية في عملية هنتر. وأنتجت شركة دو بنت الفلز تجاريًا للمرة الأولى عام 1948م. وفي الوقت الحاضر لا زال الإنتاج منخفضًا بسبب صعوبة وتكلفة فصل التيتانيوم عن الخام الذي يوجد به. وتُصنِّع الولايات المتحدة الأمريكية معظم الفلز المكرّر. وتنتج اليابان وبريطانيا كذلك التيتانيوم. وما زالت الأبحاث جارية لزيادة توريده وتقليل تكلفته.



التيتانيوم الاسفنج، والذي أدلى بهكرول عملية

لم يستخدم معدن التيتانيوم خارج المختبر حتى 1932 عندما ويليام جوستين كرول أثبت أنه يمكن أن تنتج عن طريق تافعل رابع كلوريد التيتانيوم ($TiCl_4$) مع الكالسيوم. وتعد ثماني سنوات هو صقل هذه العملية باستخدام المغنيسيوم والصوديوم وحتى في ما أصبح يعرف باسم عملية كرول. على الرغم من أن الأبحاث لا تزال متواصلة في استخراج عمليات أكثر كفاءة وأقل تكلفة (على سبيل المثال، الأولى للتمويل كامبردج)، لا تزال تستخدم في عملية كرول للإنتاج التجاري. ويعمل فلز التيتانيوم كعنصر سبك مهم. تستخدم القوات المسلحة كميات هائلة من التيتانيوم في الطائرات والمحركات النفاثة لأنها قوية وخفيفة. وهو يستطيع كذلك مقاومة درجات الحرارة حتى درجة 427°م والتي تجعل منه فلزًا مفيدًا في أنواع متعددة من الآليات. وبسبب خصائصه العالية، فإن للتيتانيوم عدداً من الاستخدامات المحتملة مثل الألواح المدرعة للسفن وريش التربينة البخارية، والأجهزة الجراحية والأدوات. تستخدم صناعة النقل مركبات هائلة من التيتانيوم من الحافلات وقطارات السكك الحديدية والسيارات، إذا خُفِّض سعر التيتانيوم بحيث ينافس سعر الفولاذ الذي لا يصدأ. في عام 1950م و 1960م كان الاتحاد السوفياتي رائدا في استخدام التيتانيوم في التطبيقات العسكرية والغواصات (الفا من الدرجة الأولى والدرجة مايك) كجزء من البرامج ذات الصلة إلى الحرب الباردة. وابتداء من أوائل 1950، بدأ استخدام التيتانيوم على نطاق واسع لأغراض الطيران العسكري، وخاصة في طائرات عالية الأداء، بدا من الطائرات مثل سوبر F100 سيبر وشركة لوكهيد أ-12.

الاستخدامات [عدل]

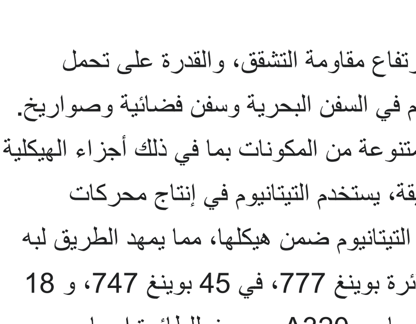


اسطوانة من التيتانيوم, "الصف 2 "نوعية"

ويستخدم التيتانيوم في الصلب كعنصر صناعة السبائك (سبائك الحديد والتيتانيوم) لتقليل حجم الحبوب ولتفادي الاكسدة مع المؤثرات الخارجية، ويخلط مع الفولاذ لمقاوم الصدأ لخفض محتوى الكربون. مخلوط هو غالبا التيتانيوم مع الالومنيوم (لتحسين حجم الحبوب)، والفاناديوم، النحاس (لتصلب)، والحديد، المنغنيز، الموليبدينوم، ومع معادن أخرى.

وهو مطلوب بكثرة في صناعة المنتوجات ويكون الطلب عليه من قبل مصانع التيتانيوم على حسب المثال شركات ورق، الخشب، ، والأسلاك، المطروقات، وسبائك يمكن العثور عليها في الصناعة الترفيهية، والفضاء، والناشئة الأسواق. يستخدم مسحوق التيتانيوم في الألعاب النارية كمصدر للجسيمات حرق مشرق. .

أصباغ والمواد المضافة والطلاءات [عدل]



ثاني أكسيد التيتانيوم هو المركب الأكثر استخداما من التيتانيوم

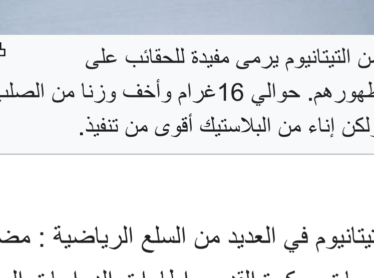
ثاني أكسيد التيتانيوم هو المركب الأكثر استخداما من 95 ٪ من خام التيتانيوم المستخرج من الأرض المخصصة لتكرير ثاني أكسيد التيتانيوم (TiO_2)، وهو الصباغ الأبيض بشكل مكثف دائم يستخدم في الطلاء والورق ومعجون الأسنان، والبلاستيك. وكما يستخدم في صناعة الاسمنت، والأحجار الكريمة، وباعتبارها البصرية لامع، وعامل في تعزيز قضبان الجرافيت مركبات الصيد ونوادي الغولف.

مسحوق TiO_2 هو خامل كيميائيا، يقاوم تلاشى في ضوء الشمس. ثاني أكسيد التيتانيوم له خاصية كبيرة أو عالية جدا من الانكسار والتشتت البصري أعلى من الماس. وبالإضافة إلى كونه الصباغ مهم جدا، كما يستخدم ثاني أكسيد التيتانيوم في واقيات الشمس نظرا لقدرتها على حماية الجلد من تلقاء نفسه. في الآونة الأخيرة، وأكسيد التيتانيوم وضعت لاستخدامها في أجهزة تنقية الهواء (كما هو طلاء تصفية)، أو في فيلم ويستخدم كمعطف على المباني بحيث يصبح عرضة للأشعة فوق البنفسجية (الطاقة الشمسية أو الاصطناعية) والرطوبة في الهواء، والأنواع الأكسدة مثل رد الفعل الهيدروكسيلي ويتم إنتاج الجذور حتى يتمكنوا من تنقية الهواء أو إبقاء نافذة السطوح نظيفة.

الفضائية الجوية والبحرية [عدل]

التيتانيوم لديه كثافة عالية مما يؤدي إلى قوة الشد الكبيرة ومقاومة عالية للتآكل، ومقاومة التعب، وارتفاع مقاومة التشقق، والقدرة على تحمل درجات الحرارة معتدلة عالية، تستخدم سبائك التيتانيوم في الطائرات والمدرعات والطلاء، ويستخدم في السفن البحرية وسفن فضائية وصواريخ. للحصول على التطبيقات سبائك التيتانيوم مع الالومنيوم، والفاناديوم، والعناصر الأخرى لمجموعة متنوعة من المكونات بما في ذلك أجزاء الهيكلية الحرجة، في جدران النار، والهبوط، والعادم القنوات (الهليكوبتر)، والأنظمة الهيدروليكية. في الحقيقة، يستخدم التيتانيوم في إنتاج محركات الطائرات والإطارات. وريال - 71 "البلاكبيرد" كانت واحداة من أول طائرات المستفيدة واسعة من التيتانيوم ضمن هيكلها، مما يمهد الطريق لبه استخدامها في الحديث الطائرات العسكرية والتجارية. ويستخدم ما يقدر بنحو 59 طن متري في طائرة بوينغ 777، في 45 بوينغ 747، و 18 في 32 طائرة بوينغ 737، وفي طائرات إيرباص A340، في 18 ايرباص A330، و 12 في ايرباص A320. ويجوز للطائرة ايرباص A380 استخدام 146 طن متري، بما في ذلك نحو 26 ألف طن في محركات في تطبيقات المحرك، يتم استخدام التيتانيوم عن الدوارات، وشفرات الضاغط، ومكونات النظام الهيدروليكي،. نظرا لمقاومته للتآكل عالية لمياه البحر، ويستخدم التيتانيوم لجعل المروحة مهاوي والتزوير ومبادلات حرارية في محطات تحلية المياه؛ في المبردات، سخان المياه المالحة لأحواض السمك، صيد الأسماك، وزعيم خط، والسكاكين الغواصين '. ويستخدم التيتانيوم لتصنيع العلب وغيرها من عناصر مراقبة المحيطات ونشر أجهزة رصد للاستخدام العلمية والعسكرية. وضعت الاتحاد السوفياتي السابق تقنيات لصنع غواصات إلى حد كبير من التيتانيوم.

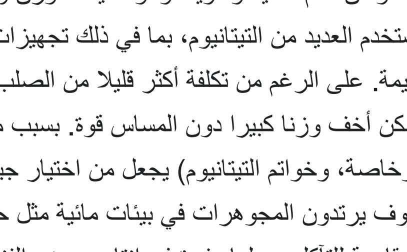
الصناعية [عدل]



ارتفاع نقاء (99.999 ٪) التيتانيوم مع مرئية التركيب البلوري

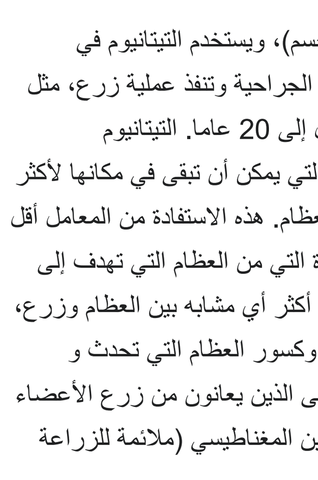
يستخدم التيتانيوم في الأنابيب الملحومة ومعدات عملية (مبادلات حرارية، والدبابات والسفن وعملية، والصمامات) في الصناعات الكيماوية والبتروكيماوية في المقام الأول لمقاومة التآكل. وتستخدم سبائك محددة في اسفل وتطبيقات معالجة للخامات بالمحاليل المائية النيكل بسبب قوتها عالية (على سبيل المثال : سبائك التيتانيوم جيم بيتا)،ويستخدم أيضا في صناعة لب الورق والورق يستخدم التيتانيوم في المعدات تتعرض لعملية تآكل ووسائل الاعلام مثل هيبوكلوريت الصوديوم أو الرطب غاز الكلور تطبيقات أخرى تشمل : لحام بالموجات فوق الصوتية، موجة حام، والأهداف الاخرق. رابع كلوريد التيتانيوم ($TiCl_4$)، وهو سائل عديم اللون، المهم كمادة وسيطة في عملية صنع TiO_2.

المستهلك والمعمارية [عدل]



من التيتانيوم يرمى مفيدة للحقائب على ظهورهم. حوالي 16غرام وأخف وزنا من الصلب ولكن إناء من البلاستيك أقوى من تنفيذ.

مميز لحام الخرز على التيتانيوم دراجة الإطار التي أدلى بها حرفي ماهر.

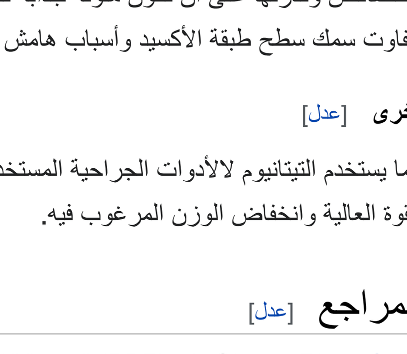


ومتحف غوغنهايم بلباو هو مغمد في ألواح التيتانيوم.

ويستخدم معدن التيتانيوم في تطبيقات السيارات، وخاصة في سباقات السيارات أو الدراجات النارية، حيث تخفيض الوزن أمر بالغ الأهمية مع الحفاظ على قوة وصلابة عالية. التيتانيوم كلفة عالية لجعلها قابلة للتسويق في السوق الاستهلاكية العام، بخلاف المنتجات النهائية، لا سيما بالنسبة للسباق / أداء السوق. وقد تم في وقت متأخر نموذج السفينة الحربية المتاحة مع عوادم التيتانيوم. ويستخدم التيتانيوم في العديد من السلع الرياضية : مضارب التنس ونوادي الجولف، ؛ مشاوي خوذة، والهوكي، درجات، وكرة القدم، وإطارات الدراجات الهوائية والمكونات. على الرغم من أن المادة ليست التيار الرئيسي لإنتاج دراجات، وقد استخدمت من قبل فرق الدراجات التيتانيوم سباق الدراجات الهوائية والمغامرة، وتستخدم أيضا سبائك التيتانيوم في إطارات النظارات. هذه النتائج في إطار دائم مكلفة نوعا ما، ولكن دائم للغاية وطويلة وهو خفيف الوزن ويسبب أي حساسية الجلد. الحقائب على ظهورهم معدات تستخدم العديد من التيتانيوم، بما في ذلك تجهيزات المطابخ وأدوات الطعام، والفوانيس، والرهانات خيمة. على الرغم من تكلفة أكثر قليلا من الصلب التقليدية أو بدائل الألومنيوم، وهذه المنتجات التيتانيوم يمكن أخف وزنا كبيرا دون المساس قوة. بسبب متانتها، أصبح أكثر شعبية التيتانيوم لمصمم مجوهرات (وخاصة، وخواتم التيتانيوم) يجعل من اختيار جيد لأولئك الذين يعانون من الحساسية أو أولئك الذين سوف يرتدون المجوهرات في بيئات مائية مثل حمامات السباحة. متانة التيتانيوم، وخفيفة الوزن، ومقاومة للتآكل يجعلها مفيدة في إنتاج. بعض الفنانين ينتجون الاعمال الفنية مثل الثماثيل وغيرها من ديكور والاثاث بواسطة التيتانيوم. قد يكون أحيانا التيتانيوم المستخدم في التطبيقات المعمارية : م 40 (131 قدم) نصب تذكاري ليوري غاغارين، أول رجل من السفر في الفضاء، في موسكو، ومصنوع من التيتانيوم للون المعدن جذابة و. ومتحف غوغنهايم بلباو والألفية مكتبة سيريتوس المباني الأولى في أوروبا وأمريكا الشمالية. نظرا لقوتها الفائقة وخفة الوزن بالمقارنة مع المعادن الأخرى التي تستخدم عادة في الأسلحة النارية (الصلب والفولاذ المقاوم للصدأ، والألومنيوم)، والتقدم في تقنيات تصنيع المعادن، أصبح استخدام التيتانيوم أكثر انتشارا في صناعة الأسلحة النارية. الاستخدامات الأساسية تشمل مسدس واسطوانات مسدس. كما انه استخدم في صناعة أجهزة الكمبيوتر المحمول.

الطبية [عدل]

زرع العظام [عدل]



وكسر في العين المقبس تم إصلاح عن طريق تثبيت وكسر العظام مع الصغيرة التيتانيوم لوحات ومسامير.

لأنه متوافق حيويا (غير سامة وليس مرفوضا من قبل الجسم)، ويستخدم التيتانيوم في مجموعة كاملة من التطبيقات الطبية بما في ذلك العمليات الجراحية وتنفذ عملية زرع، مثل استبدال المفاصل التي يمكن أن تبقى في مكانها لمدة تصل إلى 20 عاما. التيتانيوم والخصائصه الخاصة يتيح استخدامه في زراعة الأسنان التي يمكن أن تبقى في مكانها لأكثر من 30 عاما. هذه الخاصية مفيد أيضا للتطبيقات زرع العظام. هذه الاستفادة من المعامل أقل مرونة من التيتانيوم (معامل يونغ) على نحو أوثق المباراة التي من العظام التي تهدف إلى إصلاح هذه الأجهزة. ونتيجة لذلك، يحمل الهيكل العظمي أكثر أي مشابه بين العظام وزرع، مما أدى إلى انخفاض معدل تدهور العظام بسبب الإجهاد وكسور العظام التي تحدث و التيتانيوم ليس له خاصية المغناطيس، وهذا يخص المرضى الذين يعانون من زرع الأعضاء من معدن التيتانيوم انهم بامان عند فحص بالتصوير بالرنين المغناطيسي (ملائمة للزراعة على المدى الطويل).

الثقب [عدل]

الخصائص وقدرتها على ان تكون ملونة جذابة تجعل من معدن شعبية للاستخدام في ثقب الجسم، ويمكن للتيتانيوم لإنتاج الألوان المختلفة، والتي يتفاوت سمك سطح طبقة الأكسيد وأسباب هامش تدخل.

أخرى [عدل]

كما يستخدم التيتانيوم للأدوات الجراحية المستخدمة في الجراحة صورة موجهة، وكذلك الكراسي المتحركة والعكاكيز، وأية منتجات أخرى حيث القوة العالية وانخفاض الوزن المرغوب فيه.

المراجع [عدل]

1. ^ Andersson, N.; et al. (2003). "Emission spectra of TiH and TiD near 938 nm" (PDF). *J. Chem. Phys.* **118**: 10543. doi:10.1063/1.1539848. Explicit use of et al. in: |author= (مساعدة)
2. ^ "معلومات عن تيتانيوم على موقع britannica.com". britannica.com. مؤرشف من الأصل في 23 يوليو 2019.
3. ^ "معلومات عن تيتانيوم على موقع fdasis.nlm.nih.gov". fdasis.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن تيتانيوم على موقع d-nb.info". d-nb.info. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: تيتانيوم

ع · ن · ت **مجوهرات**

ع · ن · ت **مركبات تيتانيوم**

ع · ن · ت **الجدول الدوري**

ضبط استنادي	BNE: XX531321 · BNF: cb119375205 (data) · GND: 4140648-5 · LCCN: sh85135605 · NDL: 00573109
التصنيفات الطبية	***MeSH ID***: D014025
المعرفات الخارجية	NCI Thesaurus ID · ***BNE ID***: XX531321 · ***JSTOR ID***: titanium · ***BNCF***: 23638
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-32-6 · ***HMDB ID***: HMDB0001966 · ***ECHA***: 100.028.311 · ***UNII***: D1JT611TNE · ***ChEBI ID***: 33341 · ***EC no.***: 231-142-3 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3047764 · ***ZVG number***: 8170

بوابة علم المواد · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء

تصنيفات: تيتانيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | مركبات التيتانيوم | مواد حيوية

فاناديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الفاناديوم عنصر كيميائي في الجدول الدوري، وهو فلز سام وصلب لونه أبيض، رمزه V، ووزنه الذري 23.[1][2][3] وهو عنصر نادر لين مطاوع، ويتواجد مختلطاً بأملاح معينة ويستعمل لزيادة قوة وصلابة سبائك الفولاذ. والفناديوم واحد من 26 عنصر مشترك متواجدين بالكائنات الحية.

اكتُشف الفناديوم كعنصر في عام 1801م بواسطة عالم الفلزات المكسيكي أندريس مانويل ديل ريو ولكنه لاحقًا اعتقد أنه عنصر كروم غير نقي. واكتشفه بعد ذلك عالم الكيمياء السويدي نيلز سيفستروم في 1830م وأعطاه اسم فناديس وهي معبودة الجمال الإسكندينافية.

ولا يوجد الفناديوم منفردًا في الطبيعة ولكنه يوجد متحدًا مع عناصر أخرى في أكثر من 60 معدنًا. كمثال يوجد الفناديوم مشتركاً مع اليورانيوم في معدن الكرنوتيت الإشعاعي ومع الكبريت في معدن الباترونيت ومع الرصاص في الفنادينيت. وأهم مصادر الفاناديوم هو الماكنتيت التيتانومي. وهو عبارة عن خام يوجد في فنلندا وجنوب إفريقيا وروسيا.بالاضافه إلى انه يستخرج بكميات قليله يمكن استخراجه من العديد من الاماكن على وجه الكره الارضيه.

محتويات [أخف]

الفاناديوم والصحة [عدل]

وقد ثبت أن الفاناديوم معدن أساسي في عام1971,ومن أهم وظائفه 1- يحفزعلى أكسدة الغلوكوز (سكر الدم) ويساعد على نقله من الدم إلى داخل الخلايا الدهنية وينشط تركيب الجليكوجين في الكبد والعضلات، ويمنع رفع السكر بتثبيط عملية ال gluconeogenisis في الكبد (إنتاج الغلوكوز من الدهون) ويخفف امتصاص من الغلوكوز من الأمعاءوبالتالي فإن الفاناديوم يعزز تأثير الانسولين . وأظهرت التجارب أن إضافة الفاناديوم للحمية يحسن ضبط سكر الدم حيث يظهر الفاناديوم تأثير مشابها مثل للانسولين عن طريق تغيير وظيفة النقل عبر الغشاء الخلوي تعديل عمليات نقل الشوارد، ولذلك فقد يكون مفيدا بالنسبة للأشخاص الذين يعانون من تحمل الغلوكوز (أي مرحلة ماقبل الداء السكري أو بوادر السكري) وذلك يجعل مستقبلات الإنسولين الغشائية الخلوية أكثر حساسية للأنسولين. 2-يمنع الفاناديوم تركيب الكولسترول 3-يقوم الفاناديوم بزيادة في قوة تقلص عضلة القلب 4-ثبتت للفاناديوم خصائص مضادة للسرطان عند حيوانات التجارب 5-أهم الأمراض السريرية المرتبطة بنقص الفاناديوم: -بطيء النمو -زيادة وفيات الرضع -العقم -ارتفاع الكولسترول والدهون الثلاثية -اضطراب سكر الدم -قصور القلب -البدانة -اضطراب نمو العظام

المصادر الغذائية [عدل]

يوجد الفاناديوم في مياه البحر بنسبة 0.002 جزء في المليون أما المياه العذبة فلا يتجاوز نسبة 0.001 جزء في المليون(أي أن لتر الماء الوحد يحوي على 1مكرو غرام وهو بالتالي لايفي أبدا بالحاجة اليومية منه (ولاسيما انه يمتص من الأمعاء بنسبة ضعيفة جدا لاتتجاوز . 1-1,0٪.)بينما تبلغ الحاجة اليومية منه 18-6 مكروغرام يوميا والحد ومن أهم مصادره الفلفل الأسود وبذور الشبت والفطر(المشروم) ومن اللافت للنظر ان مياه الينابيع في سفوح جبل فيوجي في اليابان تحوي على تركيز جيد حيث تصل إلى 88 مكرو في اللتر وبالتالي فهو حاليا أفضل مصدر غذائي لهذا المعدن النادر

يوجد الفناديوم بكم قليل في قشرة كوكب الأرض، ووجدت منه كميات ضئيلة في النيازك. يعد الفاناديوم أحد العناصر النادرة المهمة في جسم الإنسان، وتشير الأبحاث إلى أن ارتفاع تركيز الفاناديوم في الجسم يرتبط بمرض الاكتئاب الهوسي وباضطرابات أخرى.

يستخدم عنصر الفاناديوم كحفّاز لصنع حمض الكبريتيك.

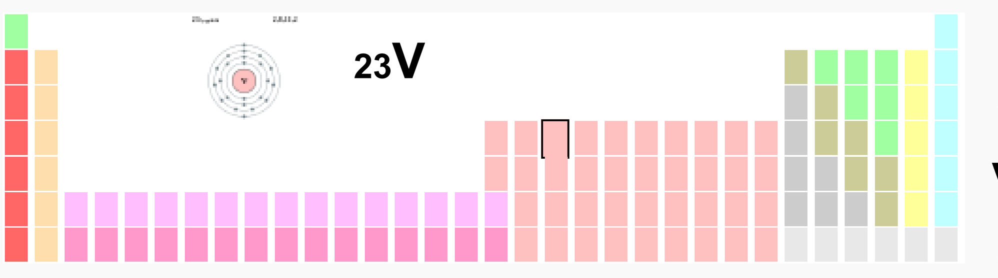
الدور البيولوجي [عدل]

هذا القسم فارغ أو غير مكتمل، ساهم بتحريره.

المراجع [عدل]

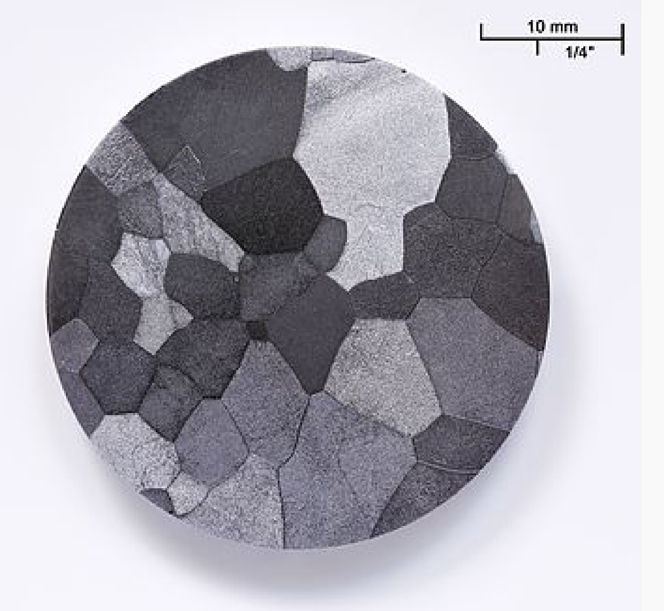
1. ^ "معلومات عن فاناديوم على موقع fdasis.nlm.nih.gov". fdasis.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 6 يناير 2017.
2. ^ "معلومات عن فاناديوم على موقع comptox.epa.gov". comptox.epa.gov. مؤرشف من الأصل في 09 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن فاناديوم على موقع jstor.org". jstor.org. مؤرشف من الأصل في 16 يناير 2020.

كروم → **فاناديوم** ← تيتانيوم



المظهر

رمادي فضي ذو بريق أزرق



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	فاناديوم، 23، V
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	5، 4، d
الكتلة الذرية	50.9415 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^3\ 4s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 11, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.0 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.5 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2183 ك، 1910 °س، 3470 °ف
نقطة الغليان	3680 ك، 3407 °س، 6165 °ف
حرارة الانصهار	21.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	459 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.89 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2101	2289	2523	2814	3187	3679

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**, 4, 3, 2, 1, -1 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.63 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 650.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1414 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2830 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	134 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	153±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	197 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	30.7 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	8.4 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4560 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	128 غيغاباسكال
معامل القص	47 غيغاباسكال
معامل الحجم	160 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.37
صلادة موس	6.7
رقم CAS	7440-62-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الفاناديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{48}V	مصطنع	15.9735 يوم	β^++ε	4.0123	^{48}Ti
^{49}V	مصطنع	330 يوم	ε	0.6019	^{49}Ti
^{50}V	0.25%	1.5×10^{17}سنة	ε	2.2083	^{50}Ti
			β^-	1.0369	^{50}Cr
^{51}V	99.75%	^{51}V هو نظير مستقر وله 28 نيوترون			

ع·ن·ت

بلورات فاناديوم.

في كومنز صور وملفات عن: فاناديوم

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت مركبات الفاناديوم

ضبط استنادي	BNF: cb122626454 (data) · GND: 4187375-0 · LCCN: sh85142005 · NARA: 10645191 · NARA: 10645191 · NDL: 00560502
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-62-2 · ***ZVG number***: 8180 · ***ECHA***: 100.028.337 · ***NDF-RT ID***: N0000148327 · ***PubChem CID***: 23990 · ***KEGG ID***: C06267 · ***ChEBI ID***: 27698 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID2040282 · ***ChemSpider ID***: 22426 · ***EC no.***: 231-171-1 · ***Gmelin number***: 16007 · ***UNII***: 00J9J9XKDE

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة علم المواد

تصنيفات: فاناديوم | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | طب الأسنان الترميمي | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | معادن عناصر طبيعية | معادن غذائية

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 133
عدل الوصلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
Euskara
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 137
عدل الوصلات

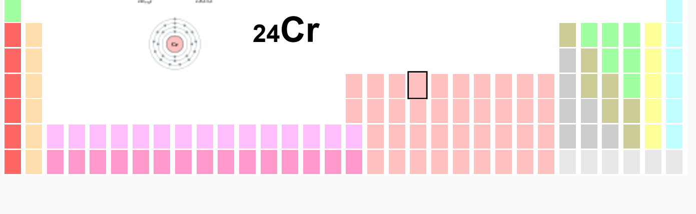
كروم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

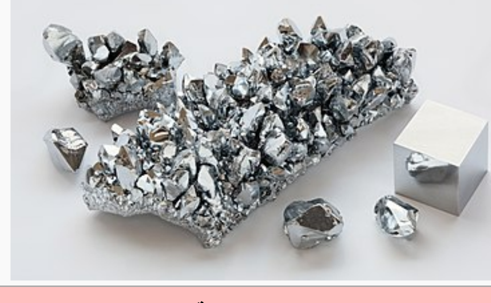
لمعانٍ أخرى، انظر كروم (توضيح).

هذه المقالة عن **عنصر الكروم**؛ إن كنت تبحث عن **متصفح الإنترنت**، فانظر غوغل كروم.

منغنيز ← **كروم** → فاناديوم



المظهر	
رمادي فضي فلزي	



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كروم، 24، Cr
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	6، 4، d
الكتلة الذرية	51.9961 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^5\ 4s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 13, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.19 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.3 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2180 ك، 1907 °س، 3465 °ف
نقطة الغليان	2944 ك، 2671 °س، 4840 °ف
حرارة الانصهار	21.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	339.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	23.35 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1656	1807	1991	2223	2530	2942

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, 5, 4, **3**, 2, 1, -1, -2 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	1.66 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 652.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1590.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2987 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	128 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	139±5 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية مضادة (بالأحرى: موجة كثافة اللف المغزلي[1])
مقاومة كهربائية	125 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	93.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	4.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	5940 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	279 غيغاباسكال
معامل القص	115 غيغاباسكال
معامل الحجم	160 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.21
صلادة موس	8.5
صلادة فيكرز	1060 ميغاباسكال
صلادة برينل	1120 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-47-3

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكروم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{50}Cr	4.345%	< 1.8×10^{17}سنة	εε	-	^{50}Ti
^{51}Cr	مصطنع	27.7025 يوم	ε	-	^{51}V
			γ	0.320	-
^{52}Cr	83.789%	^{52}Cr هو نظير مستقر وله 28 نيوترون			
^{53}Cr	9.501%	^{53}Cr هو نظير مستقر وله 29 نيوترون			
^{54}Cr	2.365%	^{54}Cr هو نظير مستقر وله 30 نيوترون			

ع·ن·ت

الكروم عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري رمزه **Cr** وله العدد الذري 24.[2][3][4]

أصل الكلمة جاء من اليونانية (χρώμα) وتنطق (خروما) بمعنى (لون) نظراً لشدة لون مركباته.

محتويات [أخف]

تاريخ [عدل]

اكتشف الكيميائي يوهن غوتليب مركب كرومات الرصاص الأحمر المائل إلى البرتقالي سنة 1761 في الاورال واسماه الرصاص الأحمر. وحيث أنه اعتقد بانه مركب رصاص-سيلين، بقي الكروم غير مكتشف.

سنة 1770 وجد بيتر سيمون بالاس في نفس المكان مركب رصاص أحمر اطلق عليه اسم كروكويت (من كروكوس باليونانية وتعني "لون الزعفران"). على اثر ذلك تزايد استعمال مركب الرصاص الأحمر كخضاب. ومن الإخضاب المستخلصة خضاب الكروم الأصفر المستخدم كلون خاص بخدمات البريد.

1797 تمكن لويس-نيكولاس فوكولين من استخلاص أكسيد الكروم الثلاثي (Cr_2O_3) من الكروكويت وحمض الكلور. 1798 توصل لاستخلاص العنصر كروم بشكل غير نقي عبر اختزال اكسيد الكروم الثلاثي بالفحم الخشبي. هذا العنصر المكتشف حديثا سمي كروم (من كروما باليونانية وتعني لون) نظرا لخصائص أملاحه الملونة. كذلك تمكن فوكولين من برهان تواجد اثار من الكروم في بعض الأحجار الكريمة كالروبين والزمرد.

في القرن التاسع عشر ساد استخدام مركبات الكروم كأخضاب غالبا. وفي القرن العشرين تم استخدام الكروم ومركباتة بصورة أساسية في تصنيع مستحضرات للوقاية من الصدأ والحرارة.

خصائص [عدل]

إذا ما تعرض الكروم إلى الهواء الطلق فإنه يتأكسد بسرعة فتتكون طبقة خارجية من أكاسيد الكروم لكنها تعزل في نفس الوقت بقية المعدن الداخلي عن الهواء الطلق.

لونه رمادى فضي وأيوناته ملونة.

استخدامات [عدل]

- يستخدم الكروم في مجال الصناعة وخصوصاً صناعة الفلزات لتحسين مقاومة التآكل ولتلميع الأسطح، ولصناعة الفولاذ الغير قابل للتأكسد وللتصفيح وصناعة الألمنيوم.
- يستخدم في مجال الكيمياء كمحفز لتفاعلات الهدرجة، وكعضو منشط للبنزول مما يؤدي إلى عدة تحولات كيميائية التي يتمخض عنها عدة مركبات طبيعية.
- تستخدم أملاح الكروم لتلوين الزجاج.
- يستخدم الكروم أيضاً في دباغة الجلود.
- تستخدم احماض واوكسيدات الكروم في صناعة الطلاء والدهان والمواد المستخدمة في الرسم والديكور.
- وسبيكة النيكل كروم تستخدم في ملفات التسخين.
- ويدخل في سبيكة الصلب الذي لا يصدأ.
- في المجال الطبي اجريت عدة تجارب لاستخدام مركبات الكروم في معالجة الأمراض المزمنة وخصوصاً السكري.

الدور الحيوي [عدل]

الكروم من العناصر التي يحتاجها جسم الإنسان لكن بكميات ضئيلة جداً في حدود تقدر من خمسة وعشرين إلى مائة مايكرو غرام يومياً.

تظهر الدراسات الحديثة إلى أن الكروم قد يكون له دورا أساسيا في تمرير الأنسولين إلى داخل الخلية وبالتالي الاستفادة منه لذلك قد يكون مفيداً جداً لمرضى السكري وللوقاية منه

عنصر الكروم هو أحد العناصر المعدنية الأساسية اللازمة لعمل الإنسولين، كما أنه ضروري لتأيض النشويات والدهون والبروتين في الجسم.

في دراسة عشوائية مقارنة تستغرق 7 أشهر، وهي الأولى من نوعها لدراسة تأثير عنصر الكروم المضاف لأطعمة الأطفال المصابين بالسكري (النوع الأول)، ويعانون من عدم السيطرة على مستوى السكر في الدم.

وقد اتكأت الدراسة على توفر أكثر من 15 دراسة سبق وأن دعمت مأمونية ودور عنصر الكروم في تحسين عمل الإنسولين، وتأيض سكر الدم في المرضى المصابين بداء السكري - النوع الثاني. وأن هناك شاهداً قوياً على أن إضافة الكروم إلى جانب أدوية السكري يحسن مستقبلات الإنسولين، ويضبط مستوى سكر الدم، بالإضافة إلى تقليل المخاطر التي تحيط بالقلب لدى مرضى داء السكري – النوع الثاني.

تشمل الدراسة 30 مريضا بداء السكري – النوع الأول من الجنسين، وبأعمار تتراوح بين 12إلى 18 عاماً، كلهم من ذوي الأوزان الزائدة، ويعطي الواحد منهم 600 ميكروجرام (نصف ملجم تقريباً) من معدن كروم Chromium picolinate يومياً.

إن الهدف من الدراسة معرفة تأثير الكروم على مستوى سكر الهيموغلوبين HbA1c، لأنه يدل على معدل مستوى سكر الدم خلال الأشهر الأخيرة، ثم مستوى الغلوكوز في الدم، والوزن، ومؤشر وزن الكتلة BMI، والأخطار المحيطة بالقلب، وتتوقع الدراسة نتائج إيجابية في استخدام عنصر الكروم في تحسين وضبط داء السكري في الأطفال.

الكروم عنصر أساسي في الجسم، له مشاركة في تأيض النشويات والدهون، وأظهرت الدراسات المعملية على الفئران أن معدن الكروميوم يعمل مع هرمون الإنسولين، ويسهل دخول السكر لداخل الخلية، وقد يفيد في علاج الكآبة المصحوب بالنوم الزائد، والنهم للنشويات، حسب دراسة جاءت من جامعة ديوك على 15 مريضاً.

الأطعمة التي تحتوي على الكروم [عدل]

عنصر الكروم موجود في معظم الأغذية، إلا أنه قليل في الأغذية المكررة، ولا يتوقع نقصه في الجسم، إلا إذا كان هناك سوء امتصاص لعنصر الكروم في الأمعاء، كما أن الكمية اليومية اللازمة للإنسان العادي لم تحدد بعد، وقد تبدأ بـ 200 إلى 600 ميكروجرام (نحو نصف ملجرام) يومياً.

يوجد معدن الكروم في الكبد، وخميرة البيرة، والبيض، واللحم، والحبوب الكاملة، ونخالة القمح، والبطاطا، والمكسرات، والجبن ويوجد كذلك في الأرز البني، والبقول الجافة، والدجاج، والذرة، وعرق السوس.

مضاعفات نقص الكروم [عدل]

من الصعب معرفة الأعراض التي تدل على نقص عنصر الكروم، لكن فعالية الإنسولين تصبح مضطربة بشكل شديد عندما ينقص الكروم في الغذاء، ويظهر على المريض أعراض السكري، وقد يرتبط نقص الكروم باضطراب النمو في الأطفال الذين يعانون سوء التغذية، والشعور بالتعب، وعدم تأيض الأحماض الأمينية بشكل ملائم، وقد يؤدي نقصه إلى تصلب الشرايين، وقد تظهر أعراض الإصابة بقصور شرايين القلب التاجية.

سمية عنصر الكروم [عدل]

لا تعرف أي أعراض سمية ناجمة عن تناول أغذية غنية بعنصر الكروم، ولكن المبالغة في تناول المستحضرات التي تحتوي على عنصر الكروميوم قد تضر بالكلى وغيرها لأن المعلومات عن عنصر الكروم غير كافية حتى الآن، لذا يجب الانتباه عند تناول أكثر من مستحضر، فقد يحتوي كل منها على جرعات عالية من عنصر الكروم.

المراجع [عدل]

1. ^ Fawcett, Eric (1988). "Spin-density-wave antiferromagnetism in chromium". *Reviews of Modern Physics*. **60**: 209. doi:10.1103/RevModPhys.60.209.
2. ^ "معلومات عن كروم على موقع id.ndl.go.jp". id.ndl.go.jp. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2020.
3. ^ "معلومات عن كروم على موقع catalog.archives.gov". catalog.archives.gov. مؤرشف من الأصل في 9 يونيو 2019.
4. ^ "معلومات عن كروم على موقع echa.europa.eu". echa.europa.eu. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: كروم

ع·ن·ت الجدول الدوري

ع·ن·ت مركبات الكروم
$Cr(CO)_6$ · $CrCl_2$ · $CrCl_3$ · $CrCl_4$ · CrF_3 · CrN · $Cr(NO_3)_3$ · CrO · CrO_2 · CrO_3 · Cr_2O_3 · Cr_2S_3 · $Cr_2(SO_4)_3$ · Cr_3C_2

ع·ن·ت مكملات غذائية

ضبط استنادي	BNF: cb12104829h (data) · GND: 4147944-0 · LCCN: sh85025350 · NARA: 10646811 · NARA: 10646811 · NDL: 00567040
معرفات كيميائية	***ECHA***: 100.028.324 · ***NDF-RT ID***: N0000146088 · ***Drugbank ID***: 11136 · ***RTECS number***: GB4200000 · ***KEGG ID***: C06268 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3031022 · ***ZVG number***: 8190 · ***IEDB Epitope ID***: 114071 · ***CAS Number***: 7440-47-3 · ***ChEBI ID***: 28073 · ***EC no.***: 231-157-5 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0141 · ***UNII***: 0R0008Q3JB

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات · بوابة علم المواد · بوابة علم طبقات الأرض · بوابة علوم الأرض

تصنيفات: كروم | الصحة والسلامة المهنية | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | قوالب صحة ورشاقة | معادن عناصر طبيعية | معادن غذائية | ملوثات هواء خطرة

منغنيز

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

حديد ← **منغنيز** ← كروم

- ↑ **Mn** ↓ Tc

$_{25}$Mn

المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	منغنيز، 25، Mn
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	7، 4، d
الكتلة الذرية	54.938045 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2\ 3d^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 13, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.21 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.95 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1519 ك، 1246 °س، 2275 °ف
نقطة الغليان	2334 ك، 2061 °س، 3742 °ف
حرارة الانصهار	12.91 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	221 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.32 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1228	1347	1493	1691	1955	2333

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**7**, 6, 5, **4**, 3, **2**, 1, -1, -2, -3 (أكاسيده إما حمضية أو قاعدية أو مذبذبة وذلك حسب حالة الأكسدة)
الكهرسلبية	1.55 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 717.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1509.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3248 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	127 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	(لف مغزلي منخفض) 139±5 ، (لف مغزلي مرتفع) 161±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	1.44 ميكروأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	7.81 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	21.7 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	5150 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	198 غيغاباسكال
معامل الحجم	120 غيغاباسكال
صلادة موس	6.0
صلادة برينل	196 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-96-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر المنغنيز

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{52}Mn	مصطنع	5.591 يوم	ε	-	^{52}Cr
			$β^+$	0.575	^{52}Cr
			γ	0.7, 0.9, 1.4	-
^{53}Mn	نادر	3.74 ×10^6 سنة	ε	-	^{53}Cr
^{54}Mn	مصطنع	312.3 يوم	ε	1.377	^{54}Cr
			γ	0.834	-
^{55}Mn	100%	^{55}Mn هو نظير مستقر وله 30 نيوترون			

ع·ن·ت

المنغنيز (Manganese) هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري، يعبر عنه بالرمز **Mn**، ورقمه الذري 25. يوجد في الطبيعة كعنصر حر (غالبا مع الحديد) أو في معادن أخرى. إذا كان عنصرا حرا فهو ذو أهمية كبيرة في ميدان الصناعة وخاصة في صناعة الفولاذ.

عنصر المنغنيز يحتاجه الجسم بكميات قليلة، فهو يساعد على امتصاص المواد الغذائية ويحافظ على صحة الأعصاب والخلايا ويلعب دوراً مهماً في العمليات الفسيولوجية. إن تأثر الجسم بحالات نقصه أو زيادته من الغذاء نادرة يحتوي جسم الإنسان على 12 – 13 مل غرام من المنغنيز وتوجد النسبة الأكبر منها في الهيكل العظمي، الكبد، الكلى والقلب.

المنغنيز هو عنصر كميائي ذو الرمز الكيميائي (Mn) عدده الذري (25). يمكن العثور عليه كعنصر حر في الطبيعة (غالبا ما يكون متحداً مع الحديد) أو في العديد من المعادن. يعتبر المنغنيز معدن ذو أهمية صناعية كبيرة وخاصة في مجال صناعة الستانلس ستيل (الفولاذ المقاوم للصدأ). تاريخيا، سمي المنغنيز لمعادن سوداء كثيرة (مثل البيرولوزيت) من نفس منطقة ماغنيزيا باليونان والذي اعطي له أسماء متقاربة مثل ماغنيزيوم، ماغنيتايت وأكسيد الحديد الأسود. في منتصف القرن الثامن عشر، قام العالم السويدي كارل ويلهيلم باستخدام البيرولوزيت لإنتاج الكلور.كان كارل وعلماء آخرين علي يقين من أن البيرولوزيت (المعروف الآن باكسيد المنغنيز) يحتوي على عنصر جديد ولكنهم لم يستطيعوا عزله.و استطاع العالم يوهان جوتلبك جان في عام 1774 عزل أول عينة من المنغنيز التي تحتوي علي شوائب وذلك عن طريق اختصار ثاني أكسيد الكربون يستخدم فوسفات المنغنيز لمعالجة الصدا والتاكل لحماية الصلب وتبعا لحالتهم المؤكسدة فان ايونات المنغنيز لها ألوان كثيرة وتستخدم صناعيا كأصباغ تعتبر البرمنجنات القلوية وقلويات المعادن كعوامل مؤكسدة قوية. يستخدم ثاني أكسيد المنغنيز ككاثود (يقبل إلكترونات) في الخلايا الجلفنية والخلايا الجافة التي يتم التخلص منها وفي البطاريات. في علم الأحياء، تعمل ايونات المنغنيز (II) كعوامل مساعدة لمجموعة كبيرة من الانزيمات متعددة الوظائف. تعتبر انزيمات المنغنيز عامل أساسي لإزالة السموم التي تتعامل من الجذور الحرة التي تتعامل مع الأكسجين. للمنغنيز أيضا أهمية أثناء تجميع الأكسجين وذلك خلال عملية البناء الضوئي للنبات. ويعتبر هو الاثر المعدني لكل الكائنات الحية. في الكميات الكبيرة وبنشاط أكبر عن طريق الاستنشاق يمكن أن يتسبب المنغنيز في تسمم الثديات مع الضرر العصبي الذي لا رجعة فيه في بعض الأحيان. و يكثر في الأردن في منطقتين هما: فينان، وادي عربة و يستعمل في صناعة بطاريات السيارة والدهانات.

محتويات [أخف]

الخصائص [عدل]

الخصائص الفيزيائية [عدل]

المنغنيز هو عبارة عن معدن فضي-رمادي اللون ويشبه الحديد. وهو صلب ولكن هش. من الصعب دمجه مع معادن أخرى ولكن من السهل تأيينه. يعتبر معدن المنغنيز ومكوناته مكونات لا مغناطيسية

الإشعاعات [عدل]

يتكون المنغنيز الطبيعي من مستوي مشع واحد مستقر 55Mn وقد اتسمت الإشعاعات الثمانية عشرة مع المستوي المستقر 53Mn بنصف عمر يساوي 3.7 مليون سنة وال54Mn وله نصف عمر 312.3 يوما وال52Mn بنصف عمر 5.591 يوما. اما بالنسبة للمواد الاشعاعية الأخرى فلها نصف عمره اقل من ثلاث ساعات ولكن الأغلبية من هذه المواد لها نصف عمره اقل من دقيقة واحدة. هذا العنصر أيضا له ثلاث حالات معدنية. المنغنيز هو عنصر من مجموعة الحديد والتي يعتقد أنه يمكن توليفها في مجموعات كبيرة . يضمحل ال53Mn الي 53Crبنصف عمره

يساوي 3.7 مليون سنة. بسبب حياته القصيرة فان 53Mn يتكون بكميات ضئيلة بسبب الاشعة الكونية التي تسقط علي الصخور. تتحد نظائر المغنزيوم مع مثيلتها من الكروم ولقد كان لها تطبيقات في مجال الجيولوجيا الاشعاعية تعزز نسبة نظائر ال Mn–Cr مثيلتها من 26Al وال 107Pd للنظام الشمسي المبكر. التغيرات في نسب 53Cr/52Cr و Mn/Cr الاتية من النيازك تشير الي نسبة أساسية من ال53Mn/55Mn والتي ترجح ان مكونات نظير ال Mn–Cr يمكن أن تنتج من اضمحلال ال 53Mn في الهيئات الكوكبية المتباينة وبالتالي فان ال 53Mn يقدم دليلا اضافيا علي العملية النووية الصناعية فورا قبل الالتحام للنظام الشمسي.

نظام الاضمحلال الأساسي الذي يتواجد قبل النظام الأكثر استقرارا ووفرة 55Mn يعتبر قابض للإلكترونات والنظام الأساسي بعد نظام بيتا للاضمحلال.

الخصائص الكيميائية للمنغنيز [عدل]

حالات التأكسد الأكثر انتشارا للمنغنيز هي 2+ و 3+ و 4+ و 6+ و 7+ برغم أن حالات أكسدة من 3- إلى 7+ قد تم ملاحظتها. 2+Mn دائما ينافس 2+Mg في الأجهزة البيولوجية. مركبات المنغنيز حيث يكون في حالة الاكسدة 7+, وهؤلاء يرتبطون دائما بالاكسيد الغير مستقر Mn2O7 ومركبات الايون MnO4- (برمنجنايت) ذو اللون البنفسجي الداكن، يعتبروا من المؤكسدات الفعالة. وكذلك مركبات ال 6+ ذات اللون الأخضر ومركبات ال 5+ ذات اللون الأزرق من المؤكسدات القوية أيضا. حالة الاكسدة الأكثر استقرارا للمنغنيز هي 2+ وهي ذات لون وردى خافت. ومن مركباتها MnSO4 و MnCl2. حالة الأكسدة 2+ هي التي تستخدم في وظائف جسم الإنسان الأساسية، حالات الأكسدة الأخرى سامة لجسم الإنسان. حالة الأكسدة 3+ معروفة في مركبات خلات المنغنيز (III) ولكن هؤلاء من المؤكسدات الفعالة وأيضا معرضة إلى اللا تناغم أو التفاوت عند وجودها في محلول إلى منغنيز (II) ومنغنيز (IV). حالة الأكسدة 5+ يمكن الحصول عليها عند إذابة ثاني أكسيد المنغنيز MnO4 في الصوديوم نايترايت المنصهر. أملاح منغنيز (VI) يمكن الحصول عليها عن طريق إذابة مركبات المنغنيز، مثل ثاني أكسيد المنغنيز، في سائل قلوى وتعرضه للهواء أثناء هذه العملية. مركبات البرمنغانات (حالة الاكسدة 7+) لونها إرجوانى وتستخدم لإعطاء الزجاج اللون البنفسجى. برمنغانات الصوديوم والبوتاسيوم والباريوم مؤكسدات قوية ومؤثرة جدا. برمنغانات البوتاسيوم، والتي تعرف أيضا باسم كريستالات كوندى (Condy's crystals) يستخدم ككاشف مادة بشكل كبير في المعامل وهذا بسبب قوته كمؤكسد ويستخدم أيضا في مجال الطب كدواء موضعى لعلاج أمراض الأسماك. ومن استخدامات برمنغانات البوتاسيوم أيضا، إن محلوله كان من ضمن أوائل الألوان والمثبتات التي استخدمت على الخلايا والانسجة لفحصها مجهريا.

تاريخ [عدل]

إن منشأ اسم المنغنيز معقد. في العصورالقديمة، كان اثنان من المعادن السوداء من ماغنسيا والتي تقع الآن في اليونان الحديثة، كان يطلق على كليهما اسم مغنيس طبقا لموطنهم الأصلي، وكان هناك اختلاف في الجنس. وقد جذب ذكر المغنيس الحديد، وكان خام الحديد والذي نعرفه الآن باسم حجر المغناطيس أو أكسيد الحديد المغناطيسي، وهو الذي ربما اعطى لنا مصطلح مغناطيس.و لم تجذب أنثى المغنيس الحديد، ولكنها تستخدم لإزالة لون الزجاج. ولقد سميت أنثى المغنيس فما بعد بالمغنسيا، والتي تعرف الآن في العصر الحديث البيرولوزيت أو ثاني أكسيد المنغنيز هذا المعدن ومعدن المنغنيز نفسه ليسا مغناطيسيان. في القرن السادس عشر، كان يسمى ثاني أكسيد المنغنيز بالمنغانسوم (لاحظ 2 ن بدلا من1) من قبل صناع الزجاج، ومن المحتمل ان يكون ذلك عبث أو سلسلة من كلمتين، ومنذ ان قررالكيميائيون وصناع الزجاج في نهاية المطاف التفرقة بين ماغنسيا نيجرا)الخام الأسود) من ماغنسيا ألبا (خام أبيض، أيضا من مدينة ماغنسيا، مفيد أيضا في صناعة الزجاج.) وقد أطلق ميشيل ميركاتي على المغنسيا نيغرا منغنزا، وفي النهاية المعدن المعزول منه يصبح معروف بـاسم المنغنيز. استخدمت كلمة ماغنيسيا في نهاية المطاف للتعبير فقط عن ألبا مغنيسيا الأبيض (أكسيد المغنيسيوم(، والتي وفرت اسم المغنيسيوم لهذا العنصر الحر، عندما كانت معزولة في نهاية المطاف، في وقت لاحق من ذلك بكثير. وتكون العديد من أكاسيد المنغنيز، وعلى سبيل المثال ثاني أكسيد المنغنيز، متوفرة في الطبيعة، ولها لونها المميز، وقد استخدمت هذه الأكاسيد منذ العصر الحجري. وتحتوي لوحات الكهوف في جارجاس على المنجنيز وأصباغه وهذه اللوحات تبلغ من العمر من 30000 إلى 24000 سنة. وقد استخدمت مركبات المنغنيز من قبل المصريين وصناع الزجاج الروماني، لإزالة أي لون من الزجاج أو إضافة لون لها. استخدام "صابون صناع الزجاج" امتد خلال العصور الوسطى وحتى العصر الحديث، وكما يظهرفي القرن الرابع عشر زجاج من البندقية. و نظرا لاستخدامها في صناعة الزجاج، كان ثاني أكسيد المنغنيز متاح للكيميائيين، الكيميائيين الأولين، وكانت تستخدم للتجارب. اكتشف اغناطيوس جوتفريد كايم (1770) ويوهان جلوبر (القرن السابع عشر) انه يمكن تحويل ثاني أكسيد المنغنيز إلى برمنجنات، ككاشف مختبر مفيد. في منتصف القرن 18، استخدم الكيميائي السويدي كارلفيلهيلم شيل ثاني أكسيد المنغنيز لإنتاج الكلور. أولا، تم صنع حمض الهيدروكلوريك، أو مزيج من حامض الكبريتيك المخفف وكلوريد الصوديوم لكي يتفاعل مع ثاني أكسيد المنغنيز، وحامض الهيدروكلوريك مستخدم في وقت لاحق من عملية لو بلنك، وإعادة تدوير ثاني أكسيد المنجنيز من خلال عملية ويلدون. وكان إنتاج الكلور وهيبوكلوريت التي تحتوي على عوامل تبيض يستهلك كميات كبيرة من خامات المنغنيز. وكان شيل والكيميائيين الأخرين على علم بأن ثاني أكسيد المنجنيز يحتوي على عنصر جديد، لكنهم لم يتمكنوا من عزله. وكان يوهان غوتليب جاهن أول من عزل عينة غير نقية من معدن المنغنيز في 1774، عن طريق الحد من ثاني أكسيد مع الكربون. قاد محتوى المنجنيز في بعض خامات الحديد المستخدمة في اليونان إلى المضاربات حيث أن الصلب المنتج من هذا الخام يحتوي على كميات غير مقصودة من المنغنيز، مما يجعل الصلب المتقشف صعب للغاية. حول بداية القرن التاسع عشر، استخدم المنغنيز في صناعة الصلب ومنحت العديد من براءات الاختراع. في عام 1816، لوحظ أن إضافة المنغنيزإلى الحديد جعلته أقوى، دون أن يجعله أكثر هشاشة. في 1837، لاحظ الأكاديمي البريطاني جيمس كوبر وجود علاقة بين التعرض الثقيل إلى المنغنيز في المناجم مع شكل من أشكال مرض باركنسون (الشلل الرعاش). في عام 1912، حصلت الولايات المتحدة علي براءة الاختراع في استخدام المنغنيز الفوسفاتي في غطاءات التحويل الكهروكميائي لحماية الأسلحة النارية ضد الصدأ والتآكل، وشهدت استخدام واسع النطاق منذ ذلك الحين.

إن اختراع خلية لوكلانشيه في عام 1866، وتحسين لاحق في البطاريات التي تحتوي على غاز ثاني أكسيد المنغنيز كمزيل الاستقطاب الكاثودية أدى إلى زيادة الطلب من ثاني أكسيد المنغنيز. وحتي قدوم بطارية النيكل وبطارية الكادميوم والبطاريات التي تحتوى علي الليثيوم، فقد كانت تحتوي معظم البطاريات على المنغنيز. وتستخدم بطارية الزنك الكربوني والبطاريات القلوية صناعيا في الغالب ثاني أكسيد المنغنيز الصناعي، وذلك لأن ثاني أكسيد المنغنيز الطبيعي يحتوي على شوائب. في القرن 20، شهد ثاني أكسيد المنغنيز استخدام تجاري واسع كأشهر مادة كاثودية للخلايا التجارية الجافة والتي يمكن التخلص منها والبطاريات الجافة من كلا النوعين من معيار (الزنك والكربون) والقلوية.

كيفية حدوثه وانتاجه [عدل]

يمثل المنغنيز نحو 1000 جزء في المليون (0.1٪) من قشرة الأرض، مما يجعله العنصرالثاني عشر من العناصر الأكثر وفرة.تحتوي التربة 7-9000 جزء من المليون من المنغنيز بمتوسط من 440 جزء في المليون. مياه البحر ليس لديها سوى 10 أجزاء في المليون من المنغنيز، والغلاف الجوي يحتوي على 0,01 μجم/م3. ينتج المنغنيز أساسا كبيرولوزيت (MnO2),براونيت (Mn2 + Mn3 +6) (SiO12)، سيلوملين(ba,H2O) (2Mn5O10)، اوبدرجة أقل كما في ردوكروزيت (MnCO3). يعتبر أهم خام المنغنيز هو البيرولوزيت (MnO2). غيرها من خامات المنغنيز لها أهمية اقتصادية وعادة ما تظهر وجود علاقة وثيقة لخامات الحديد. إن موارد البرية كبيرة ولكن موزعة بشكل غير منتظم. تم العثور على حوالي 80٪ من موارد العالم المعروف من المنغنيز في جنوب أفريقيا؛من الأماكن الأخرى التي تحتوي علي احتياطي من المنغنيز هناك: أوكرانيا وأستراليا والهند والصين والجابون وفي البرازيل. عام 1978، قدر ب 500 مليار طن من المنغنيزالمعقود موجود في قاع المحيط. وتم التخلي عن محاولات لإيجاد طرق مجدية اقتصاديا من حصاد عقيدات المنغنيز في 1970.

ويتم استخراج المنغنيز في جنوب أفريقيا وأستراليا والصين والبرازيل والجابون وأوكرانيا والهند وغانا وكازاخستان. مصادر استيراد الولايات المتحدة (1998-2001) لخام المنغنيز: الجابون، 70٪، وجنوب أفريقيا، و 10٪، وأستراليا، و 9٪، المكسيك، 5٪، وغيرها، 6٪. الحديد والمنغنيز: جنوب أفريقيا، 47٪، وفرنسا، 22٪، المكسيك،8٪، وأستراليا، 8٪، وغيرها، 15٪. المنغنيز الواردة في جميع واردات المنغنيز: جنوب أفريقيا، 31٪، جابون،21٪، وأستراليا، 13٪، المكسيك، 8٪، وغيرها، 27٪. ولإنتاج الحديد المنغنيزي، يتم خلط خام المنغنيز مع خام الحديد والكربون، ومن ثم خفضه إما في الأفران أو في فرن القوس الكهربي. والحديد المنغنيزي الناتج يحتوي على نسبة المنغنيز من 30 إلى 80٪. ويتم استخدام المنغنيز النقي لإنتاج السبائك الغير حديدية عن طريق خلط خام المنغنيز مع حامض الكبريتيك وعملية استخلاص كهروكميائي لاحقة.

تطبيقات معدن المنغنيز [عدل]

لا يوجد للمنغنيز بديل مرضى في تطبيقاته الكبرى التي ترتبط باستخدام السبائك المعدنى (metallurgical) ولكن في التطبيقات الصغرى، مثل تفاعل المنغنيز مع الفوسفات، يمكن استبداله بمعدن الزنك أو الفناديوم ويكون استخدامهما قابل للتطبيق. في صناعة احجار البطاريات التي تستخدم مرة واحدة، الخلايا القياسية والقلوية التي تستخدم المنغنيز ستستبدل في المستقبل بتكنولوجيا بطاريات الليثيوم.

الصلب [عدل]

المنغنيز يعتبر عنصر جوهرى في إنتاج الصلب وذلك بفضل قدرته على تثبيت الكبريت وإزالة الأكسدة والخصائص السبائكية له. صناعة الصلب، متضمنة مكون تصنيع الحديد فيها، تشكل أكبر استهلاك لمعدن المنغنيز بنسبة 85% إلى 95% من الاستخدام الكلى للمعدن. ضمن مجموعة مختلفة من الاستخدامات، يستخدم المنغنيز كمكون أساسي في تشكيلات سبائك الصلب المنخفضة التكلفة. إضافة كميات قليلة من المنغنيز إلى الصلب تحسن من قابلية تشغيله عند درجات الحرارة المرتفعة لإنه يتحد مع الكبريت ويكون الكبريتيد ذو درجة انصهار عالية وبالتالى يمنع تكوين سائل حديد الكبريتيد عند حدود الحبات. إذا وصلت نسبة المنغنيز إلى 4%، تصبح خسارة المرونة في الصلب هي الصفة الغالبة. خسارة المرونة تقل في الصلب مع زيادة مكون المنغنيز وتصل إلى مرحلة مقبولة عند تركيز 8% للمنغنيز في السبيكة. سبائك الصلب التي تحتوى من 8% إلى 15% من المنغنيز تمتلك قوة شد عالية تصل إلى 863 ميجابسكال. سبيكة الصلب ذات ال12% منغنيز استخدمت في تصنيع خوذات البريطانيين وهذه التركيبة من الصلب تم اكتشافها عام 1882 على يد روبرت هيدفيلد وما زالت تعرف باسم صلب هيدفيلد إلى الآن.

سبائك الالومنيوم [عدل]

ثاني التطبيقات الكبرى للمنغنيز هي دخوله كعنصر في سبائك الالومنيوم. ا الالومنيوم الذي يحتوى على 1.5% منغنيز تقريبا تزيد مقاومته ضد الصدأ بسبب تكون الحبيبات التي تمتص الشوائب التي تؤدى إلى التآكل الجلفانى. سبائك الالومنيوم المقاومة للتآكل 3004 و 3104 التي تحتوى على نسبة منغنيز من 0.8% إلى 1.5% هي السبائك التي تستخدم في تصنيع معظم عبوات المشروبات. فيما قبل عام 2000, تم استخدام أكثر من 1.6 مليون طن من هذه السبائك بمحتوى 1% من المنغنيز، هذه الكمية تحتاج إلى 16,000 طن من المنغنيز.

الدور الحيوي [عدل]

المنغنيز مادة مغذية أساسية في كل المخلوقات. طبقة الإنزيمات التي تحتوى على مكون المنغنيز عريضة جدا. وجسم الإنسان يحتوى على 12 ميللى جرام من المنغنيز، مخزنة في العظام والأنسجة ومعظم تركيزها في الكبد والكلى. وفي النباتات، عنصر المنغنيز مهم في التحليل الضوئى لنشوء الأكسجين في البلاستيدات الخضراء ولهذا السبب فإن معظم اسمدة النباتات الواسعة الاستخدام تحتوى على المنغنيز.

استخدام المنغنيز في صناعة العملات [عدل]

يستخدم المنغنيز في صناعة العملات المعدنية من حين لآخر، حتى عام 2000 كانت العملة المعدنية الأمريكية الوحيدة التي تستخدم المنغنيز تسمى "وارتايم نيكل" من عام 1942 إلى عام 1945. تقليديا، كانت تستخدم سبيكة متكونة من 75% من النحاس و25% من النيكل لصناعة العملات المعدنية ولكن بسبب نقصان معدن النيكل خلال الحرب، تم استبداله بمعدنين أكثر وفرة وهما الفضة والمنغنيز ونتج عن ذلك سبيكة متكونة من 56% من النحاس و35% من الفضة و9% من المنغنيز. منذ عام 2000, عملات الدولار المعدنية تصنع من النحاس الأصفر الذي يحتوى على 7% من المنغنيز وقلب من النحاس الخالص. في كلتا الحالتين في تصنيع العملات، كان معدن المنغنيز يستخدم لعمل نسخة طبق الأصل للخواص الكهرومغناطيسية لعملة مصنعة ومسعرة مسبقا وهذا لأغراض البيع والشراء.

تطبيقات اخرى للمنغنيز [عدل]

مركبات المنغنيز تستخدم كصبغات ومواد ملونة في صناعات الزجاج والصناعات الخزفية. اللون البنى للخزف في بعض الأحيان يعتمد على مركبات المنغنيز. في صناعة الزجاج، تستخدم مركبات المنغنيز لغرضين: منغنيزIII)) يتفاعل مع حديد (II) ليعطى لون أخضر قوى. وكميات أكبر من المنغنيز تستخدم لصناعة الزجاج باللون الوردى.

الاحتياطات [عدل]

إن مركبات المنغنيزتكون أقل تسمما من تلك المعادن الأخرى التي تكون واسعة الانتشار، مثل النيكل والنحاس. بينما، ينبغي أن يكون التعرض لغبار وأبخرة المنغنيز غيرمتجاوزة قيمة الحد الأقصى من 5 جم/م3 حتى لفترات قصيرة بسبب مستوى التسمم منها. وقد تم الربط بين التسمم من المنغنيز وضعف المهارات الحركية، والاضطرابات المعرفية. تمتلك مركبات البرمنجنات علي أعلى نسبة سموم من مركبات المنغنيز (II). الجرعة القاتلة حوالي 10 جرام، ولقد وقعت عدة تسممات قاتلة.و يؤدي التأثير القوي للأكسيد إلى نخر في الغشاء المخاطي. على سبيل المثال، يتأثر المريء إذا ابتلع البرمنجنات. ولا تمتص الأمعاء سوى كمية محدودة منه، ولكن هذه الكمية الصغيرة تظهر تأثيرات شديدة على الكلى وعلى الكبد.

في عام 2005، اقترحت دراسة احتمال وجود صلة بين استنشاق المنغنيز وتسمم الجهاز العصبي المركزي في الفئران. ويتعرض استخدام المنغنيز في الولايات المتحدة إلى التنظيم من قبل إدارة السلامة والصحة. عموما، إن التعرض لتركيزات الهواء المحيط الذي يحتوي على Mn والتي تزيد نسبته عن 5 ميكروغرام /م3 قد يؤدي إلى الأعراض التي يسببها استنشاق المنغنيز. إن زيادة نسبة الحديد البروتينية هو تعبير في خلايا الكلى الجنينية البشرية (HEK293) وهو مرتبط مع انخفاض تركيز المنغنيز بين الخلايا وينشر السم في الخلايا، ومتميزة بانعكاس امتصاص جلوتامات المنغنيز المنخفض وتضاؤل تسرب اللاكتات النازعة للهيدروجين.

المخاوف الصحية البيئية [عدل]

المنغنيز في مياه الشرب [عدل]

المنغنيز الذي ينتقل عن طريق المياه له قيمة بيولوجية أكثر من المنغنيز الذي ينتقل عن طريق الغذاء. وطبقا لدراسة في عام 2010 فالتعرض لمستويات اعلي من المنغنيز يرتبط بزيادة القصور المستوي الفكري ويقلل الذكاء الفكري للاطفال في سن الدراسة. و قد اظهرت ان التعرض الطويل الامد للمنغنيز في مياه الاستحمام قد يعرض 8.7 مليون أمريكي للخطر.

المنغنيز في البنزين [عدل]

MMT يعتبر مادة مضافة للبنزين تستخدم لتحل محل مكونات الرصاص للغازولين الخالي من الرصاص. و ذلك لتحسين رقم الاوكتان في البنزين منخفض الاوكتان عن طريق نواتج التقطير. و هو يعمل كمعامل لمقاومة القرقعة التي تحدث بسبب مجموعات الكربونيل. يميل الوقود الذي يحتوى علي المنغنيز الي تكوين كربيدات المنغنيز والتي تتلف صمامات العادم. الحاجة الي استخدام مركبات الرصاص أو المنغنيز تاريخية حيث أنها توفر عمليات الإصلاح التي تخلق وقود عالي الجودة. استخدام الوقود بطريقة مباشرة أو في خليط هو استخدام شائع في الدول المتقدمة (مثل اليابان وأوروبا) في أمريكا تسببت الرغبة في الحصول علي اقل تكلفة مقابل الحجم في وقود الموتور(اقل تكلفة ضريبية) والتشريعات المتساهلة من محتوى الوقود (قبل 2000) قد أدت الي اسخدام الMMT . وبالمقارنة مع عام 1953 فقد انخفضت مستويات المنغنيز في الهواء. وقد منع استخدام المنغنيز كوقود في العديد من المسابقات (سباقات السيارات والموتوسيكلات). يحتوي الMMT علي 22.5-24.5 % من المنغنيز. هناك علاقة وثيقة بين معدل تركيز المنغنيز في الغلاف الجوي وكثافة وسائل النقل.

الدور في الاضطرابات العصبية [عدل]

تأثير المنغنيز السام (المنغانيزم) [عدل]

يتم الربط غالبا بين التعرض المفرط للمنغنيز ان له علاقة سامة وهو اضطراب عصبي نادر مرتبط بالتعرض المفرط للمنغنيز. تاريخيا فان العاملين في إنتاج أو تجهيز سبائك المنغنيز معرضين للخطر بسبب تطوير الحالة السامة ولذلك فان قواعد الصحة والسلامة تقوم بحماية العاملين في الدول المتقدمة. وكان أول وصف لهذا الاضطراب عام 1837 من قبل العالم الأكاديمي البريطاني جيمس كوبر والذي كان يدرس حالة اثنين من المرضي العاملين في مناجم المنغنيز. المنغانيزم هو اضطراب عصبي ثنائي الطور. أثناء مراحله الأولي فان الشخص المصاب يعاني من الاكتئاب وتغيرات في المزاج والسلوك القهري والذهان. الأعراض المبدئية قد تتيح المجال لظهور الأعراض الأخرى والتي تشبه في هذه الحالة الشلل الرعاش. هذه الأعراض تشمل الضعف والرتابة وتباطأ الخطاب والوجه المتجهم والرعاش والتمايل للامام أثناء السير وعدم القدرة علي السير للوراء دون السقوط والهشاشة والمشكلة الأكبر تكون في اختلال التوازن وعدم القدرة علي التركيز. وبعكس الشلل الرعاش فان المريض لا يفقد حاسة الشم والمرضي لا يستجيبوا للعلاج. ومع مرور الزمن فان الأعراض تزداد حدة حتي وان تم ازالة مصدر التعرض للمنغنيز وعادت مستوياته في المخ لطبيعتها.

اضطرابات الطفولة التنموية [عدل]

إن العديد من الدراسات التي أجريت مؤخرا حاولت دراسة آثار التعرض المفرط لجرعة منخفضة من المنغنيز المزمن على التنمية في الأطفال. وأجريت اقرب دراسة في هذا النوع في مقاطعة شانشي الصينية. حيث تلوثت مياه الشرب هناك من خلال الري من مياه الصرف الصحي فالمنغنيز الوارد بها 240-350 ميكروغرام / لتر. وعلى الرغم من أن عند تركيزات WMn أو اقل من 300 ميكروغرام من Mn/ L تعتبر آمنة من قبل وكالة حماية البيئة الأميركية، وتعتبر 500 ميكروغرام / لتر من المنغنيز آمن من أداء منظمة الصحة العالمية، وحيث تم عرض 92 عينة من الأطفال (بين 11 و 13 سنة من العمر) من هذه المقاطعة فاظهروا قدرات أقل في اختبارات البراعة اليدوية والسرعة والذاكرة القصيرة الأجل، وتحديد الهوية البصرية بالمقارنة مع الأطفال من منطقة غير ملوثة. وفي الآونة الأخيرة، أظهرت دراسة من أطفال ذو 10 أعوام في بنغلاديش وجود علاقة بين تركيز WMn في بئر ماء وتناقص درجات معدل الذكاء. وكانت هناك دراسة ثالثة قد أجريت في كيبيك على أطفال المدارس الذين تتراوح أعمارهم بين 6 و 15 الذين يعيشون في المنازل التي تحصل على المياه من 610 ميكروغرام Mn / L؛ تسيطرعلى من يعيشون في المنازل التي تلقت المياه من 160 ميكروغرام Mn / L جيد. وأظهر الأطفال في المجموعة التجريبية زيادة في السلوكيات المفرطة والمعارضة.

الأمراض العصبية [عدل]

إن الجرعة المنخفضة المزمنة من المنغنيزلها تأثير بشدة في الأمراض العصبية، بما في ذلك مرض الزهايمر ومرض الشلل الرعاش، والتصلب الجانبي. قد تلعب أيضا دورا في تطوير مرض التصلب المتعدد، متلازمة الساق القلقة، ومرض هنتنغتون.ويوجد بروتين يسمى DMT1 وهو الناقل الرئيسي المشارك في امتصاص المنغنيز من الأمعاء، ويمكن أن يكون الناقل الرئيسي للمنغنيز يعبر حاجز الدم في الدماغ. وإن DMT1 أيضا ينقل عن طريق استنشاق المنغنيزعبر الظهارة الأنفية. الآلية المفترضة للعمل هو أن التعرض المفرط المنغنيز و/ أو الغير منتظم يؤدي إلى الاكسدة واختلال الميتوكوندريا والغلوتامات بوساطة التسمم، ومجاميع من البروتين.

المراجع [عدل]

[1][2][3][4][5][6][7][8][9][10][11][12][13][14][15][16][17][18][19][20][21][22][23][24][25][26][27][28][29][30][31][32][33][34][35][36][37][38][39][40][41][42][43][44][45][46][47][48][49][50][51][52][53][54][55][56][57][58]

1. ^ ^ Lu, C.S.; Huang, C.C, Chu, N.S., Calne, D.B. (1994). "Levodopa failure in chronic manganism.". Neurology 44: 1600–1602.
2. ^ ^ a b Cersosimo, M.G.; Koller, W.C. (2007). "The diagnosis of manganese-induced parkinsonism.". NeuroToxicology 27: 340–346.
3. ^ ^ a b Couper, John (1837). "On the effects of black oxide of manganese when inhaled into the lungs.". Br. Ann. Med. Pharm. Vital. Stat. Gen. Sci. 1: 41–42.
4. ^ ^ Normandin, Louise; Hazell, AS (2002). "Manganese neurotoxicity: an update of pathophysiologic mechanisms". Metabolic Brain Disease 17 (4): 375–87. doi:10.1023/A:1021970120965. بيمد 12602514.
5. ^ ^ Baselt, R. Disposition of Toxic Drugs and Chemicals in Man, 8th edition, Biomedical Publications, Foster City, CA, 2008, pp. 883–886 ISBN 0-9626523-7-7.
6. ^ ^ www.atsdr.cdc.gov/toxprofiles/tp151-c6.pdf.
7. ^ ^ Barceloux, Donald; Barceloux, Donald (1999). "Manganese". Clinical Toxicology 37 (2): 293. doi:10.1081/CLT-100102427.
8. ^ ^ Finley, John Weldon; Davis, Cindy D. (1999). "Manganese deficiency and toxicity: Are high or low dietary amounts of manganese cause for concern?". BioFactors 10: 15. doi:10.1002/biof.5520100102.
9. ^ ^ a b Bouchard, Maryse F.; Sébastien Sauvé, Benoit Barbeau, Melissa Legrand, Marie-Ève Brodeur, Thérèse Bouffard, Elyse Limoges, David C. Bellinger and Donna Mergler (20 September 2010). "Intellectual Impairment in School-Age Children". Environmental Health Perspectives 119 (1): 138–143. doi:10.1289/ehp.1002321. PMC 3018493. بيمد 20855239. Retrieved 11 December 2010.
10. ^ ^ Yin, Z; Jiang, H; Lee, ES; Ni, M; Erikson, KM; Milatovic, D; Bowman, AB; Aschner, M (2010). "Ferroportin is a manganese-responsive protein that decreases manganese cytotoxicity and accumulation". Journal of Neurochemistry 112 (5): 1190–8. doi:10.1111/j.1471-4159.2009.06534.x. PMC 2819584. بيمد 20002294., and also: Cotzias et al. 1968; Olanow 2004; Aschner et al. 2007; Ellingsen et al. 2008.
11. ^ ^ a b "Safety and Health Topics: Manganese Compounds (as Mn)".
12. ^ ^ a b Elsner, RJ; Spangler, JG; Spangler, John G. (2005). "Neurotoxicity of inhaled manganese: Public health danger in the shower?". Medical Hypotheses 65 (3): 607–616. doi:10.1016/j.mehy.2005.01.043. بيمد 15913899.
13. ^ ^ Young, R.; Critchley, JA; Young, KK; Freebairn, RC; Reynolds, AP; Lolin, YI (1996). "Fatal acute hepatorenal failure following potassium permanganate ingestion". Human & Experimental Toxicology 15 (3): 259–61. doi:10.1177/096032719601500313. بيمد 8839216.
14. ^ ^ Ong, K. L.; Tan, TH; Cheung, WL (1997). "Potassium permanganate poisoning—a rare cause of fatal self poisoning". Emergency Medicine Journal 14 (1): 43–5. doi:10.1136/emj.14.1.43. PMC 1342846. بيمد 9023625.
15. ^ ^ "Risk Assessment Information System Toxicity Summary for Manganese". Oak Ridge National Laboratory. Retrieved 2008-04-23.
16. ^ ^ "Manganese Chemical Background". Metcalf Institute for Marine and Environmental Reporting University of Rhode Island. 2006-04. Retrieved 2008-04-30.
17. ^ ^ Hasan, Heather (2008). Manganese. The Rosen Publishing Group. pp. 31. (ردمك 978-1-4042-1408-8).
18. ^ ^ Dismukes, G. Charles; Willigen, Rogier T. van (2006). "Manganese: The Oxygen-Evolving Complex & Models". Encyclopedia of Inorganic Chemistry. doi:10.1002/0470862106.ia128.
19. ^ ^ Takeda, A. (2003). "Manganese action in brain function". Brain Research Reviews 41 (1): 79. doi:10.1016/S0165-0173(02)00234-5. بيمد 12505649.
20. ^ ^ Law, N.; Caudle, M; Pecoraro, V (1998). Manganese Redox Enzymes and Model Systems: Properties, Structures, and Reactivity. 46. p. 305. doi:10.1016/S0898-8838(08)60152-X.
21. ^ ^ Shepard, Anna Osler (1956). "Manganese and Iron–Manganese Paints". Ceramics for the archaeologist. Carnegie Institution of Washington. pp. 40–42. (ردمك 978-0-87279-620-1).
22. ^ ^ Design of the Sacagawea dollar. United States Mint. Retrieved 2009-05-04.
23. ^ ^ Kuwahara, Raymond T.; Skinner III, Robert B.; Skinner Jr., Robert B. (2001). "Nickel coinage in the United States". Western Journal of Medicine 175 (2): 112–114. doi:10.1136/ewjm.175.2.112. PMC 1071501. بيمد 11483555.
24. ^ ^ a b Dell, R. M. (2000). "Batteries fifty years of materials development". Solid State Ionics 134: 139–158. doi:10.1016/S0167-2738(00)00722-0.
25. ^ ^ Graham, L. A. et al. (2005). "Manganese(I) poly(mercaptoimidazolyl)borate complexes: spectroscopic and structural characterization of MnH–B interactions in solution and in the solid state". Dalton Transactions (1): 171–180. doi:10.1039/b412280a. بيمد 15605161.
26. ^ ^ a b Kaufman, John Gilbert (2000). "Applications for Aluminium Alloys and Tempers". Introduction to aluminum alloys and tempers. ASM International. pp. 93–94. (ردمك 978-0-87170-689-8).
27. ^ ^ "chemical properties of 2024 aluminum allow". Metal Suppliers Online, LLC.. Retrieved 2009-04-30.
28. ^ ^ Tweedale, Geoffrey (1985). "Sir Robert Abbott Hadfield F.R.S. (1858–1940), and the Discovery of Manganese Steel Geoffrey Tweedale". Notes and Records of the Royal Society of London 40 (1): 63–74. doi:10.1098/rsnr.1985.0004. JSTOR 531536.
29. ^ ^ Brady, George S.; Clauser; Henry R.; Vaccari. John A. (2002). Materials handbook : an encyclopedia for managers, technical professionals, purchasing and production managers, technicians, and supervisors. New York, NY: McGraw-Hill. pp. 585–587. (ردمك 978-0-07-136076-0).
30. ^ ^ Stansbie, John Henry (2007). Iron and Steel. Read Books. pp. 351–352. (ردمك 978-1-4086-2616-0).
31. ^ ^ Dastur, Y. N.; Leslie, W. C. (1981). "Mechanism of work hardening in Hadfield manganese steel". Metallurgical Transactions A 12 (5): 749. Bibcode 1981MTA....12..749D. doi:10.1007/BF02648339.
32. ^ ^ Verhoeven, John D. (2007). Steel metallurgy for the non-metallurgist. Materials Park, Ohio: ASM International. pp. 56–57. (ردمك 978-0-87170-858-8).
33. ^ ^ a b Zhang, Wensheng; Cheng, Chu Yong (2007). "Manganese metallurgy review. Part I: Leaching of ores/secondary materials and recovery of electrolytic/chemical manganese dioxide". Hydrometallurgy 89 (3–4): 137–159. doi:10.1016/j.hydromet.2007.08.010.
34. ^ ^ Corathers, L. A.; Machamer, J. F. (2006). "Manganese". Industrial Minerals & Rocks: Commodities, Markets, and Uses (7th ed.). SME. pp. 631–636. (ردمك 978-0-87335-233-8).
35. ^ ^ a b Corathers, Lisa A. (June 2008). "2006 Minerals Yearbook: Manganese" (PDF). Washington, D.C.: United States Geological Survey. Retrieved 2009-04-30.
36. ^ ^ United Nations Ocean Economics and Technology Office, Technology Branch, United Nations (1978). Manganese Nodules: Dimensions and Perspectives. Springer. (ردمك 978-90-277-0500-6).
37. ^ ^ Wang, X; Schröder, Hc; Wiens, M; Schlossmacher, U; Müller, We (2009). "Manganese/polymetallic nodules: micro-structural characterization of exolithobiontic- and endolithobiontic microbial biofilms by scanning electron microscopy". Micron (Oxford, England : 1993) 40 (3): 350–358. doi:10.1016/j.micron.2008.10.005. ISSN 0968-4328. بيمد 19027306.
38. ^ Bhattacharyya, P. K.; Dasgupta, Somnath; Fukuoka, M.; Roy Supriya (1984). "Geochemistry of braunite and associated phases in metamorphosed non-calcareous manganese ores of India". Contributions to Mineralogy and Petrology 87 (1): 65–71. Bibcode 1984CoMP...87...65B. doi:10.1007/BF00371403.
39. ^ ^ a b c d Corathers, Lisa A. (2009). "Mineral Commodity Summaries 2009: Manganese" (PDF). United States Geological Survey. Retrieved 2009-04-30.
40. ^ ^ a b c d e Emsley, John (2001). "Manganese". Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements. Oxford, UK: Oxford University Press. pp. 249–253. ISBN 0-19-850340-7.
41. ^ ^ a b Preisler, Eberhard (1980). "Moderne Verfahren der Großchemie: Braunstein" (in German). Chemie in unserer Zeit 14 (5): 137–148. doi:10.1002/ciuz.19800140502.
42. ^ Olsen, Sverre E.; Tangstad, Merete; Lindstad, Tor (2007). "History of manganese". Production of Manganese Ferroalloys. Tapir Academic Press. pp. 11–12. (ردمك 978-82-519-2191-6).
43. ^ Couper, J. (1837). "On the effects of black oxide of manganese when inhaled into the lungs". Br. Ann. Med. Pharm. 1: 41–42.
44. ^ Alessio, L; Campagna, M; Lucchini, R (2007). "From lead to manganese through mercury: mythology, science, and lessons for prevention". American journal of industrial medicine 50 (11): 779–787. doi:10.1002/ajim.20524. بيمد 17918211.
45. ^ Rancke-Madsen, E. (1975). "The Discovery of an Element". Centaurus 19 (4): 299–313. Bibcode 1975Cent...19..299R. doi:10.1111/j.1600-0498.1975.tb00329.x.
46. ^ ^ a b c Mccray, W. Patrick (1998). "Glassmaking in renaissance Italy: The innovation of venetian cristallo". Journal of the Minerals, Metals and Materials Society 50 (5): 14. Bibcode 1998JOM....50e..14M. doi:10.1007/s11837-998-0024-0.
47. ^ Sayre, E. V.; Smith, R. W. (1961). "Compositional Categories of Ancient Glass". Science 133 (3467): 1824–1826. Bibcode 1961Sci...133.1824S. doi:10.1126/science.133.3467.1824. بيمد 17818999
48. ^ Chalmin, Y; Osuga, Y; Harada, M; Hirata, T; Koga, K; Morimoto, C; Hirota, Y; Yoshino, O et al; Vignaud, C.; Salomon, H.; Farges, F.; Susini, J.; Menu, M. (2006). "Minerals discovered in paleolithic black pigments by transmission electron microscopy and micro-X-ray absorption near-edge structure". Applied Physics A 83 (12): 213–218. Bibcode 2006ApPhA..83..213C. doi:10.1007/s00339-006-3510-7. بيمد 16055459.
49. ^ Chalmin, Emilie; Menu, Michel; Vignaud, Colette (2003). "Analysis of rock art painting and technology of Palaeolithic painters". Measurement Science and Technology 14 (9): 1590–1597. doi:10.1088/0957-0233/14/9/310.
50. ^ Calvert, J.B. (2003-01-24). "Chromium and Manganese". Retrieved 2009-04-30.
51. ^ Luft, J. H. (1956). "Permanganate – a new fixative for electron microscopy". Journal of Biophysical and Biochemical Cytology 2 (6): 799–802. doi:10.1083/jcb.2.6.799. PMC 2224005. بيمد 13398447.
52. ^ emple, R. B.; Thickett, G. W. (1972). "The formation of manganese(v) in molten sodium nitrite". Australian Journal of Chemistry 25: 55.
53. ^ Schmidt, Max (1968). "VII. Nebengruppe" (in German). Anorganische Chemie II.. Wissenschaftsverlag. pp. 100–109.
54. ^ Rayner-Canham, Geoffrey and Overton, Tina Descriptive Inorganic Chemistry, Macmillan, 2003. p. 491 ISBN 0-7167-4620-4.
55. ^ Schaefer, Jeorg; et. al (2006). "Terrestrial manganese-53 — A new monitor of Earth surface processes". Earth and Planetary Science Letters 251 (3–4): 334–345. Bibcode 2006E&PSL.251..334S. doi:10.1016/j.epsl.2006.09.016.
56. ^ ^ a b c Audi, Georges (2003). "The NUBASE Evaluation of Nuclear and Decay Properties". Nuclear Physics A (Atomic Mass Data Center) 729: 3–128. Bibcode 2003NuPhA.729....3A. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001.
57. ^ Lide, David R. (2004). Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics. CRC press. ISBN 0-8493-0485-7.
58. ^ ^ a b c d Holleman, Arnold F.; Wiberg, Egon; Wiberg, Nils; (1985). "Mangan" (in German). Lehrbuch der Anorganischen Chemie (91–100 ed.). Walter de Gruyter. pp. 1110–1117. ISBN 3-11-007511-3.

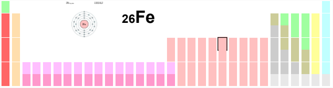
ضبط استنادي	BNE: XX530755 · BNF: cb11938451d (data) · GND: 4037315-0 · LCCN: sh85080479 · NARA: 10647456 · NARA: 10647456 · NDL: 00567440
معرفات كيميائية	ECHA: 100.028.277 · NDF-RT ID: N0000146073 · CAS Number: 7439-96-5 · KEGG ID: C00034 · RTECS number: OO9275000 · EC no.: 231-105-1 · ChemSpider ID: 22372 · ChEBI ID: 18291 · DSSTOX substance identifier: DTXSID2024169 · PubChem CID: 23930 · ZVG number: 8200 · NIOSH Pocket Guide ID: 0379 · UNII: 42Z2K6ZL8P

حديد

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر حديد (توضيح).

كوبالت ← **حديد** ← منغنيز



- ↑ Fe ↓ Ru

المظهر	
رمادي فلزي	

الخطوط الطيفية للحديد

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	حديد، 26، Fe
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	8، 4، d
الكتلة الذرية	55.845 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^6$ $4s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 14، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.874 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.98 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1811 ك، 1538 °س، 2800 °ف
نقطة الغليان	3134 ك، 2862 °س، 5182 °ف
حرارة الانصهار	13.81 كيلوجول·مول$^{-1}$

الحديد هو عنصر كيميائي وفلزي، وهو أحد أقدم المعادن اكتشافا. رمزه **Fe** (من اللاتينية: *ferrum*) وعدده الذري (26) يقع بالمجموعة الثامنة والدورة الرابعة من الجدول الدوري.

هو ضروري لحياة الإنسان والحيوان كونه يدخل في تركيب خضاب الدم، وكذلك لحياة النباتات كونه أحد العناصر الضرورية لتكوين الكلوروفيل[1]، ويدخل في كل شيء تقريبًا.

هو رابع العناصر تواجدًا في القشرة الأرضية، غالباً ما يتواجد في الطبيعة في صورة أكاسيد. في هيئته العنصرية هو فلز قابل للطرق والسحب. ويعتبر الحديد وسبائكه أكثر المواد المعدنية استخدامًا على الإطلاق. كما يُعتبر الحديد أكثر العناصر الكيميائية استقرارًا على الإطلاق بسبب توازن القوة الكهرومغناطيسية والقوة النووية القوية داخل نواة الذرة، فالعناصر الأخفّ وزنًا يمكنها من خلال الاندماج النووي - والعناصر الأثقل وزنًا من خلال الانشطار النووي - أن يصبحوا أقرب في صفاتهم للحديد. تحتوي النيازك الساقطة على الأرض على كميات من الحديد قد تصل إلى 90% من كتلة النيازك أو الشهب.

الحديد في الأصل فضي اللون، إلا أنه يتأكسد في الهواء. ويعد الحديد أقوى الفلزات على الإطلاق وأكثرها أهمية للأغراض الهندسية شرط حمايته من الصدأ (أي التفاعل مع الأكسجين). وهناك عدة طرق لحماية الحديد من الصدأ وأبسطها على الإطلاق منع تماس الأكسجين أو الرطوبة عن الحديد وذلك بتغليف الحديد بمادة عازلة مثل استخدام الأصباغ أو عوازل PVC مثلاً. ومن أفضل الطرق المستخدمة لحمايته هي استخدام نظام الحماية الكاثودية لحماية الحديد من الصدأ والتآكل.

الحديد في حالته النقية أكثر ليونة من الألومنيوم، وتزداد صلادته بإضافة بعض العناصر السبائكية كالكربون بنسب معينة، فيتكون سبيكة الصلب، وهي أقوى ألف مرة من الحديد النقي. يتراوح تكافؤ الحديد بين (-2) و(+6)، إلا أنه في أشهر حالاته يكون تكافؤه (+2) أو (+3).

Nordfriisk
हिन्दी
Hrvatski
Slovenščina
اردو
中文

بقية الوصلات: 193

عدل الوصلات

محتويات [أخفِ]

1 تاريخ
1.1 العصر الحديدي
1.2 أول إنتاج من الفولاذ
1.3 ميلاد صناعة الفولاذ الحديثة
1.4 نمو صناعة الفولاذ
1.5 التطورات الحديثة في صناعة الفولاذ
2 معادن الحديد
3 كيفية تكونه
4 الإنتاج الصناعي
5 خصائص الحديد
5.1 الخواص الميكانيكية
5.2 التآصل في الحديد
5.3 نظائر الحديد
6 مركبات الحديد
6.1 أكاسيده وكبريتيداته
6.2 هاليداته
6.3 سيانيداته
7 الحديد عبر التاريخ
8 الحديد في القرآن الكريم
9 الحديد في الأحياء
9.1 القبط والتخزين
9.2 تأثيرات الحديد البيولوجية
9.2.1 مصادر الحديد
10 الحديد في الطبيعة
11 إنتاج الحديد
11.1 طريقة الفرن اللافح
11.2 إنتاج الحديد بالاختزال المباشر
11.3 طرق أخرى
12 المعالجات الحرارية للمنتجات الحديدية
13 منتجات الحديد الرئيسية
14 استخدامات مركبات الحديد
15 الأعباء البيئية لصناعة الحديد
16 الحد من التلوث
17 انظر أيضاً
18 مصادر
19 هوامش ومراجع

تاريخ [عدل]

العصر الحديدي [عدل]

حصل إنسان ما قبل التاريخ على الحديد من النيازك، ومن ثَمّ استخدمه في صناعة العُدَد والأسلحة ومكونات أخرى. ولقد كلمة حديد تعني في العديد من اللغات القديمة فلز من السماء. ولقد استُخدم حديد النيازك في فترات قديمة جدًا يعتقد أنها تصل إلى أربعة آلاف عام قبل الميلاد. ولكن لا توجد أي أدلة مؤكدة تبين بداية استخدام الحديد المستخلص بالصهر والاختزال من الخامات الأرضية، أو تشير إلى المكان الذي بدأ استخلاص

حرارة التبخر	340 كيلوجول·مول $^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.10 جول·مول $^{-1}$·كلفن $^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1728	1890	2091	2346	2679	3132

الخواص الذرية	
الكهرسلبية	1.83 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 762.5 كيلوجول·مول $^{-1}$
	الثاني: 1561.9 كيلوجول·مول $^{-1}$
	الثالث: 2957 كيلوجول·مول $^{-1}$
نصف قطر ذري	126 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	(لف مغزلي منخفض) 132±3، (لف مغزلي مرتفع) 152±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية
	1043 كلفن
مقاومة كهربائية	96.1 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	80.4 واط·متر $^{-1}$·كلفن $^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	11.8 ميكرومتر·متر $^{-1}$·كلفن $^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) 5120 متر·ثانية $^{-1}$
معامل يونغ	211 غيغاباسكال
معامل القص	82 غيغاباسكال
معامل الحجم	170 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.29
صلادة موس	4
صلادة فيكرز	608 ميغاباسكال
صلادة برينل	490 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-89-6
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر الحديد

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{54}Fe	5.8%	>3.1× 10^{22} سنة	2ε	?	^{54}Cr
^{55}Fe	مصطنع	2.73 سنة	ε	0.231	^{55}Mn
^{56}Fe	91.72%	^{56}Fe هو نظير مستقر وله 30 نيوترون			
^{57}Fe	2.2%	^{57}Fe هو نظير مستقر وله 31 نيوترون			
^{58}Fe	0.28%	^{58}Fe هو نظير مستقر وله 32 نيوترون			

^{59}Fe	مصطنع	44.503 يوم	β^-	1.565	^{59}Co
^{60}Fe	مصطنع	2.6×10^{6} سنة	β^-	3.978	^{60}Co

ع · ن · ت

الحديد فيه لأول مرة.

ويُعتقد أن الحيثيين هم أول من عرف الحديد بكميات ضخمة. وقد عاشوا فيما يعرف الآن باسم تركيا. وفي ((1400 عام ق.م.)) اكتشف الحيثيون كيفية تصنيع الحديد وأساليب تصليد العُدد والأسلحة الحديدية. وحول هذه الفترة نفسها تقريبًا طوّر سكان كل من الصين والهند طرقًا وأساليب لاستخلاص الحديد. وعندما وصل العالم إلى القرن العاشر قبل الميلاد كانت معظم الحضارات القديمة حينذاك قد توصلت إلى تقنيات تصنيع الحديد، وهكذا بدأ العصر الحديدي.

اتسمت أفران استخلاص الحديد الأولية بالضحالة وعدم العمق. وكانت مجمراتها تشبه الطبق. وكان يُسخّن خام الحديد مع الفحم النباتي في مجمرة الفرن. وبعد مرور عدة ساعات على بدء التسخين يفقد خام الحديد أكسجينه إلى الكربون الساخن المحيط به، ويتحول الخام إلى فلز الحديد في صورة لامعة. ولم يكن يُستخدم فلز الحديد الناتج مباشرة، ولكن يعاد تسخينه مرارًا وفي كل مرة يُطرق للتخلص من بقية الشوائب القصيفة الصلدة وعل الأخص الكربون الذي يجعل الحديد هشا. وتمكن صُنَّاع الحديد نحو عام 1200م من إعادة تسخين وتشكيل وتبريد الحديد المستخلص لإنتاج وتصنيع الحديد المطاوع. وقد كانت خواص الحديد المطاوع الناتج تشبه إلى حد بعيد خواص الفولاذ الكربوني المنتج في العصور الحديثة حيث يحتوي على كمية قليلة من الكربون.

وسرعان ما تعلم صناع الحديد أن نفث الهواء خلال قصبات أو ودنات إلى الفرن، ترفع إلى حد كبير درجة الحرارة، وكان لذلك الاكتشاف أثره الكبير في تحسين نوعية الحديد المنتج. وفيما بعد استخدم صنّاع الحديد أداة أو جهازًا أطلق عليه الكير يقوم بدفع الهواء خلال القصبات إلى الفرن. وتمكن صناع الحديد نحو عام (700م) في منطقة كتالونيا ـ وهي تقع الآن في شمال شرقي إسبانيا ـ من التوصل إلى أفضل صورة لمجمرة فرن استخلاص الحديد. وعرف ذلك الفرن عندئذ باسم كوركتلان، وكان الهواء يضغط عند قاعدة الفرن ويدفع إلى الداخل باستخدام الطاقة المائية. وبلغت طاقة إنتاج كوركتلان حوالي (160 كجم) من الحديد المليف كل خمس ساعات. وهذا الإنتاج أكبر بكثير من إنتاج الأفران السابقة.

حضّر يعقوب بن إسحاق الكندي (ت 260هـ، 873م) أنواعًا من الحديد الفولاذ بأسلوب المزج والصهر، فقد مزج كمية من الحديد المطاوع، وكان يسمى الزماهن، وكمية أخرى من الحديد الصلب (الشبرقان) وصهرهما معًا ثم سخنهما إلى درجة حرارة معلومة بحيث نتج عن ذلك حديد يحتوي على نسبة من الكربون تتراوح بين (0,5 و 1,5%). وعندما تحدث ابن سينا (ت 428هـ، 1037م) عن النيازك قسمها إلى نوعين حجري، وحديدي وهو نفس التقسيم المتبع في الوقت الراهن.

أما في أوروبا لم تتطور طرق وأساليب تشكيل الحديد المنصهر في صورة منتجات استهلاكية مناسبة بصورة مرضية حتى حلول عام (1500م). وفي بداية القرن الثامن عشر الميلادي بدأ صناع الحديد البريطانيون في استخدام الكوك بدلاً من الفحم النباتي في الأفران العالية نظرًا لنقص الأخشاب، وهي المصدر الأساسي للفحم النباتي.

يُعد ابراهام داربي أول من تمكن من تكويك الفحم الحجري وإنتاج الكوك، ومن ثَمّ استخدم الكوك في إنتاج الحديد عام (1709م) في بلدة كولبروكديل في مقاطعة شروبشاير في إنجلترا. وفي أواخر القرن الثامن عشر تمكن كل من ابن أبراهام داربي وحفيده من تحسين أسلوب التكويك الذي بدأه رب الأسرة. وقد أدت أعمال هذه العائلة إلى قيام الثورة الصناعية التي بدأت في بريطانيا بإنتاج الحديد الزهر ومن ثم استخدامه في المباني والآلات. وقد نقل المهاجرون الأوروبيون هذه الصناعات ونشروها بعد ذلك في أرجاء العالم.

أول إنتاج من الفولاذ [عدل]

أُنتجت أول كمية من الفولاذ في العصر الحديدي، ولو أن الكمية المنتجة كانت صغيرة. وعلى سبيل المثال فقد صنع مواطنو منطقة هيا التي تقع في شرق السودان الفولاذ في أفران أسطوانية خاصة. كما صنعت في الهند نحو (عام 300 قبل الميلاد) كتل ضخمة من الحديد الإسفنجي التي أعيد تشكيلها ثم تسخينـهـا لإنتـاج مايسمـى بفولاذ ووتز. ومع بداية القـرن الخامس الميلادي تمكن الصينيون أيضًا من إنتاج الفولاذ.

وفي العصور الوسطى أنتج الأوروبيون كميات صغيرة من الفولاذ، لكن الكميات كانت شحيحة بدرجة كبيرة إضافة إلى ارتفاع التكلفة. وفي ((عام 1740م)) تمكن صانع ساعات بريطاني يدعى بنجامين هنتسمان من اختراع أسلوب البوتقة لصناعة الفولاذ، وهي تشبه إلى حد بعيد الأسلوب الذي كان متبعًا في إنتاج فولاذ ووتز. وقام هونتسمان بإعادة صهر وتنقية قضبان من الحديد المطاوع عالية النوعية في بواتق (مراجل صهر). وكانت طريقة هنتسمان لإنتاج الفولاذ بطيئة، وتتطلب قدرًا كبيرًا من العمل الشاق، إضافة إلى أن أضخم البواتق لا يمكنها إنتاج أكثر من (45 كجم) من الفولاذ في المرة الواحدة.

ميلاد صناعة الفولاذ الحديثة [عدل]

لم تطبق أولى الطرق الحديثة لإنتاج الفولاذ بكميات كبيرة وبتكلفة مقبولة إلا في منتصف القرن التاسع عشر. وعرفت هذه الطريقة باسم طريقة بسمر، وذلك على اسم مخترعها ومطورها هنري بسمر، وهو صانع فولاذ بريطاني. ولقد تمكن صانع حديد أمريكي اسمه وليم كلي، في الفترة نفسها تقريبًا، من تطوير أسلوب مماثل لأسلوب بسمر في إنتاج الفولاذ دون علم بنتائج أبحاث بسمر. وعلى الرغم من نجاح كل من بسمر وكيلي في إنتاج الفولاذ، إلا أن جهودهما لم يكن ليكللها النجاح دون الاستفادة من اختراع روبرت موشيه الذي توصل إليه في عام 1857م. وموشيه عالم فلزات بريطاني، وجد أن إضافة سبيكة الحديد ـ الكربون ـ المنجنيز المعروفة باسم تماسيح الحديد المنجنيزي، أثناء عملية تنقية الحديد تساعد على إزالة الأكسجين وضبط نسبة الكربون في الفولاذ المنتج.

قامت طريقة بسمر لتصنيع الفولاذ على صب حديد التمساح المنصهر الناتج من الفرن العالي في وعاء كمثري الشكل يعرف باسم المحول، ثم حقن الهواء في الحديد المنصهر من خلال قصبات مثبتة في قاع المحول. وبمجرد تلامس الهواء المدفوع في المحول مع الحديد المنصهر، فإن أكسجين الهواء يتفاعل بسرعة مع شوائب الحديد. وتؤدي تفاعلات الأكسجين مع الشوائب، بالإضافة إلى مفعول تماسيح الحديد المنجنيزي إلى تحويل حديد التمساح إلى فولاذ.

وقد سُجلت براءة اختراع تصنيع الفولاذ بأسلوب «بسمر» باسم مخترعها في بريطانيا عام 1860م. وفي عام 1870م بدأ إنتاج الفولاذ فعليًا بهذه الطريقة في جميع أنحاء أوروبا والولايات المتحدة الأمريكية.

ظهرت طريقة فرن المجمرة المكشوفة لإنتاج وتصنيع الفولاذ بعد انتشار طريقة بسمر مباشرة. ففي عام 1856م تمكن اثنان من العلماء، ألمانيّا المولد ولكنهما نشآ وعاشا في بريطانيا، هما الأخوان وليم وفريدريك سيمنز، من اختراع فرن إعادة توليد الغاز. ويستخدم هذا الفرن المخلفات الغازية لتسخين كل من الوقود والهواء قبل دخولهما إلى الفرن. وفي عام 1864م تمكن أخوان فرنسيان هما بيير وأميل مارتن، من تصنيع وإنتاج الفولاذ في فرن بناه مهندسو شركة سيمنز، ولهذا يطلق على أسلوب إنتاج الفولاذ بهذه الكيفية طريقة سيمنز ـ مارتن لتصنيع الفولاذ، وهي الطريقة التي عرفت بعد ذلك باسم فرن المجمرة المكشوفة. وقد تميزت طريقة المجمرة المكشوفة لإنتاج الفولاذ عن طريقة بسمر لإنتاج الفولاذ، بعدد من السمات أهمها إمكانية استخدامها لإنتاج الفولاذ من الخردة، بالإضافة إلى إمكانية التحكم بدرجة كبيرة في التركيب الكيميائي للفولاذ الناتج. ونتيجة لمميزات طريقة فرن المجمرة المكشوفة لإنتاج الفولاذ، فقد بدأ عدد وحدات محولات بسمر في التناقص منذ عام 1910م وأصبحت محدودة العدد، وإن ظلت الوحدات التي أنشئت قديمًا في الإنتاج حتى الستينيات من القرن العشرين.

وفي عام 1878م أثبت وليم سيمنز إمكانية إنتاج الفولاذ في فرن القوس الكهربائي. ونظرًا لأن كمية الكهرباء المتوفرة في ذلك الوقت كانت محدودة كما أنها كانت باهظة التكلفة، فلم يُستخدم هذا الأسلوب لتصنيع الفولاذ بكميات تجارية في ذلك الوقت. وفي عام 1899م أنشأ بول هيرولت في فرنسا أول وحدة لإنتاج الفولاذ فعليًا بصورة تجارية من أفران القوس الكهربائي.

نمو صناعة الفولاذ [عدل]

بعد ظهور طريقتي بسمر وفرن المجمرة المكشوفة لتصنيع وإنتاج الفولاذ، توسعت صناعة الفولاذ ونمت بسرعة كبيرة. ولأن بريطانيا كانت تمتلك ترسبات غنية من خام الحديد، فقد كانت أكبر دول العالم في صناعة الحديد والفولاذ، في منتصف القرن التاسع عشر، كما أنها كانت أكثر دول العالم في التقدم التقني في هذا المجال.

ومع بداية الثمانينيات من القرن التاسع عشر وحتى الآن، بدأت بعض الدول الأخرى في الظهور في مجال بناء صناعة الفولاذ، حيث اكتشف الجيولوجيون في منتصف القرن التاسع عشر الميلادي ترسبات غنية من خامات الحديد في منطقة البحيرات العظمى في الولايات المتحدة الأمريكية. وأدى ذلك الاكتشاف إلى تطور ضخم في صناعة الفولاذ في الولايات المتحدة. وقد أنشأ أندرو كارنيجي في عام 1873م أول مصنع ضخم لإنتاج الفولاذ في الولايات المتحدة الأمريكية، كما بدأت كل من فرنسا وألمانيا وروسيا وبعض الدول الأوروبية الأخرى في بناء مصانع كبيرة لإنتاج الفولاذ. وبحلول بدايات القرن العشرين كانت كل من الولايات المتحدة الأمريكية وألمانيا تتصدران دول العالم المنتجة للفولاذ، وكان إنتاج كل دولة منهما أكثر من إنتاج بريطانيا.

وبحلول عام 1901م ظهرت دول أخرى منتجة للفولاذ في كل من آسيا والأمريكتين كما بدأت أستراليا عام 1915م في إنتاج الفولاذ.

استخدم معظم الفولاذ المنتج في نهاية القرن التاسع عشر في صناعة قضبان السكك الحديدية. وفي بداية القرن العشرين زاد إنتاج الفولاذ كثيرًا لمقابلة الزيادة في الطلب عليه ونجاحه في صناعة السيارات التي نمت بسرعة كبيرة بالإضافة إلى حاجة الكثير من المنتجات الأخرى إلى الفولاذ. وصاحب زيادة إنتاج الفولاذ تطوير طرق حديثة لإنتاجه روعي فيها زيادة الإنتاجية. كما شمل التطور أيضًا التوصل إلى طرق جديدة لعمليات الدلفنة وتشكيل الفولاذ إضافة إلى استنباط العديد من سبائك الفولاذ الجديدة ذات الخواص المتفوقة.

وأثناء الحرب العالمية الثانية (1939-1945م)، دُمِّرت معظم مصانع الفولاذ في العالم فيما عدا مصانع الولايات المتحدة الأمريكية. ونتيجة لذلك احتكرت شركات الفولاذ الأمريكية إنتاج الفولاذ وأسواقه في العالم كله لفترة بعد انتهاء الحرب العالمية الثانية. وعلى الرغم من ذلك فقد أعادت اليابان وأيضًا الكثير من الدول الأوروبية بناء مصانعها لإنتاج الفولاذ في الخمسينيات من القرن العشرين. وتميزت وحدات الفولاذ حديثة الإنشاء باستخدام أحدث التقنيات لإنتاج الفولاذ بما فيها أسلوب الأكسجين القاعدي واستخدام طريقة صبات الجديلة. ونتيجة تحديث مصانع الفولاذ التي أنشئت حديثًا تفوقت المصانع اليابانية ومصانع دول وسط أوروبا في نوعية وكمية الإنتاج على مصانع الفولاذ في الولايات المتحدة الأمريكية وبريطانيا اللتين استمرتا في استخدام الأساليب القديمة والمعدات متدنية الكفاءة.

وتقلصت صناعة الفولاذ في بريطانيا بصورة كبيرة على الرغم من أنها كانت الدولة المطورة لأساليب إنتاج الفولاذ والمصنعة له بكميات كبيرة قبل أي دولة أخرى في العالم. وتتحكم الحكومة البريطانية في هيئة الفولاذ البريطانية، والأخيرة هي المالك الأساسي لصناعة الفولاذ في بريطانيا. وقد أغلقت الهيئة في بداية الثمانينيات من القرن العشرين عددًا كبيرًا من المصانع الضخمة لإنتاج الفولاذ. وفي الفترة نفسها تقريبًا، فقدت بريطانيا أيضًا أفضل ترسبات خامات الحديد بعد استنزافها. وعلى الرغم من المصاعب التي تواجه صناعة الفولاذ في بريطانيا، إلا أن هيئة الفولاذ البريطانية بدأت في فترة الثمانينيات من القرن العشرين تحديث أساليب واستخدام أفضل التقنيات لإنتاج الفولاذ تمهيدًا لنقل ملكية صناعة الفولاذ إلى القطاع الخاص تحت اسم الفولاذ البريطاني. وعلى الرغم من كل هذه المصاعب إلا أن الفولاذ لا يزال يؤدي دورًا بالغ الأهمية ويمثل جزءًا مهمًا من حجم التجارة البريطانية.

التطورات الحديثة في صناعة الفولاذ [عدل]

انخفض معدل إنتاج الفولاذ في الدول المتقدمة بشدة في السبعينيات من القرن العشرين نتيجة الكساد الاقتصادي العالمي في هذه الفترة. ورغم المصاعب التي واجهت إنتاج الفولاذ في الدول المتقدمة، إلا أن الإنتاج العالمي من الفولاذ استمر في الزيادة، ويرجع ذلك أساسًا إلى توسع الدول النامية في إقامة مصانع الفولاذ والتوسع في إنتاجه في كل من أمريكا الجنوبية وآسيا.

وقبل منتصف الخمسينيات من القرن العشرين، كانت جميع الدول النامية في العالم تستورد جميع حاجاتها من الفولاذ من الولايات المتحدة الأمريكية ومن بعض الدول الصناعية الكبرى الأخرى. ولكن مع بداية خمسينيات القرن العشرين أنشأت كثير من الدول النامية مصانعها الخاصة لإنتاج ما تحتاجه من الفولاذ. ولقد أثر نمو صناعة الفولاذ بلا شك، على الدول النامية تأثيرًا كبيرًا، وبخاصة الدول التي تمتلك احتياطيًا كبيرًا من الغاز الطبيعي وخامات الحديد، ومن أمثلة ذلك المكسيك و فنزويلا ومصر. فقد أقامت الدول التي تمتلك احتياطيًا كبيرًا من الغاز الطبيعي وخامات الحديد الغنية مصانع لإنتاج الحديد بطرق الاختزال المباشر، ومن ثَمّ أنتجت الفولاذ من ذلك الحديد باستخدام أفران القوس الكهربائي. وحتى الدول الفقيرة التي لاتمتلك خامات حديد، ساهمت حكوماتها في إنشاء مصانع حديثة لإنتاج الفولاذ.

وتميزت مصانع الفولاذ التي أُنشئت في الثمانينيات من القرن العشرين بالآلية التامة كما أنها مجهزة بمعدات ذات إنتاجية عالية تتحكم في تشغيلها مختلف أنواع الحواسيب الآلية. وقد جاء تطوير المعدات الحديثة المتقدمة المستخدمة في مصانع الفولاذ نتيجة للتزاوج بين كفاءة علماء الفلزات والمهندسين والمتخصصين في الأجهزة، ومبرمجي الحاسوب. كما عمل الباحثون في صناعة الفولاذ على تطوير طرق جديدة واستنباط أساليب حديثة لتحويل الفحم الحجري إلى كوك. ويأمل الباحثون أيضًا أن تثمر جهودهم للتوصل إلى أساليب جديدة للاختزال المباشر وتطوير طرق تؤدي إلى استخدام الفحم الحجري في إنتاج غاز الاختزال حتى يصبح الفحم بديلاً عن الغاز الطبيعي. وبالإضافة إلى هذه الجهود ما زال العلماء والمهندسون مستمرين في جهودهم وأبحاثهم لتطوير طرق أفضل لصناعة الفولاذ واستنباط سبائك جديدة من الفولاذ.

معادن الحديد [عدل]

مغنتيت أو مِگنتيت (Magnetite) هو معدن حديدي المغناطيسية وصيغته الكيميائية (Fe_3O_4)، وهو أحد اكسيدات حديد متعددة وعضو في مجموعة spinel group. اسم ايوباك له هو iron(II،III) oxide والاسم الكيميائي الشائع له هو اكسيد الحديدوز-حديديك. صيغة المگنتيت يمكن أيضاً كتابتها كالتالي $FeO·Fe_2O_3$، وهي جزء wüstite (FeO) والجزء الآخر هماتيت ($FeO·Fe_2O_3$). وهذا يشير إلى المراحل المختلفة من أكسدة الحديد في نفس البنية، ولا يعني أنه محلول صلب.

المگنتيت ($FeO·Fe_2O_4$) هو أحد الخامات التي يستخلص منها الحديد. ويستخدم في صناعة المغنطيسات الدائمة وهناك خامات أخرى يستخلص منها الحديد مثل الهيماتيت والسيدرايت.

الهماتيت معدن لونه أسود إلى صلبي (فضي-رمادي)، بني إلى بني محمرّ، أو أحمر. ويُستخرج بصفته الخام الرئيسي للحديد. أصنافه تتضمن خام الكِلِيْة، مارْتيت pseudomorphs) اخذوا اسمهم من المگنتيت)، زهرة الحديد و specularite (specular hematite). وبينما تختلف صيغ الهماتيت، إلا أنهم جميعاً يشتركون في أن لديهم تعريق صدأ-أحمر. والهماتيت أشد صلادة من الحديد النقي، إلا أنه أشد انقصافاً.

وقد عثر على رواسب هائلة من الهماتيت في (banded iron formations). الهماتيت الرمادي عادة ما يوجد في الأماكن التي بها مياه ساكنة أو ينابيع مياه دافئة معدنية، كما هو الحال في يلوستون. ويمكن للمعدن أن يترسب خارج الماء ويتجمع في طبقات في قاع بحيرة، نبع، أو أي مياه ساكنة أخرى. ويمكن للهماتيت أن يتواجد أيضاً بدون الماء، إلا أنه في تلك الحالة عادة ما يكون نتيجة نشاط بركاني.

كيفية تكونه [عدل]

صخور تحوي خام الحديد، من مناطق الأردن

يتكوّن الحديد في داخل النجوم العملاقة عند نهاية دورة حياتها، في عملية تسمى بعملية احتراق السيليكون. تبدأ العملية عندما تندمج نواة ذرة كالسيوم مستقرة مع نواة ذرة هليوم، لتكون ذرة تيتانيوم غير مستقرة. وقبل أن تتحلل ذرة التيتانيوم الغير مستقرة، تندمج مع ذرة هليوم أخرى، لتكون ذرة كروم غير مستقرة. ثم قبل أن تتحلل ذرة الكروم الغير مستقرة، تتحد مع ذرة هليوم أخرى، لتكوين ذرة حديد غير مستقرة. وقبل أن تتحلل ذرة الحديد الغير مستقرة، تتحد مع ذرة هليوم أخرى، لتكوين ذرة نيكل غير مستقرة.

تتحلل ذرة النيكل الغير مستقرة إلى ذرة كوبالت غير مستقرة، والتي تتحلل أخيراً إلى ذرة حديد مستقرة ^{56}Fe. وعندئذ لا تندمج ذرات الحديد المستقرة مع أي عنصر آخر، فتشكل بذلك قلب النجم، ويبدأ النجم عندئذ بالتجمد ويتجه للاستقرار.

الإنتاج الصناعي [عدل]

- **سبائك حديدية:**

السبائك الحديدية) Ferrous Alloys (هي عائلة السبائك التي تعتمد علي عنصر الحديد كالمكون الرئيسي لها أو العنصر الغالب فيها، وتضم هذه العائلة عدد كبير من السبائك، وتنقسم الي مجموعتين رئيسيتين وهما سبائك الصلب (Steels) وسبائك الحديد الزهر (Cast Iron).

- **سبائك الصلب:**

مقدمة الصلب Steel هو سبيكة تصنع أساساً من الحديد بمحتوى كربون يتراوح بين 0.2 و 2.04% بالوزن (ك:1000–10,8.67حد), حسب الدرجة. والكربون هو أكثر العناصر السبائكية فاعلية من حيث التكلفة في سبائك الحديد، إلا أنه تُستعمل العديد من العناصر السابكة الأخرى مثل المنگنيز، الكروم، الڤناديوم، والتنگستن.[1] ويعمل الكربون والعناصر الأخرى كعوامل تصليد (تقسية), لمنع الانخلاعات في العقد البلوري لذرات الحديد من الانزلاق أمام بعضهم البعض. ويتحكم مقدار العناصر السابكة وشكل وجودهم في الصلب (,solute elements precipitated phase) في صفات مثل الصلادة، والمطيلية ومقاومة الشد للصلب الناتج. فالصلب ذو المحتوى المرتفع من الكربون يمكن أن يُصنع ليكون أكثر صلادة وأقوى من الحديد، إلا أنه أكثر قصافة.

قابلية الذوبان العظمى للكربون في الحديد (في منطقة الأوستنتيت) هي 2.14% بالوزن، تحدث عند درجة حرارة 1149 °م; التركزات الأعلى من الكربون أو درجات الحرارة الأقل ستنتج سمنتيت.

السبائك ذات محتوى الكربون الأعلى من ذلك تـُعرف باسم حديد زهر بسبب درجة انصهارهم الأقل وقابليتهم للصب.[1] ويجب أيضاً تمييز الصلب عن الحديد المطاوع المحتوي فقط على كمية ضئيلة جداً من العناصر الأخرى، إلا أنه يحتوي على 1–3% بالوزن من خبث في صيغة حبيبات مستطالة في اتجاه واحد، مما يعطي الحديد «grain» مميزة. فهو أكثر مقاومة للصدأ من الصلب ويُمكن لحمه بسهولة.

ومن الشائع اليوم الحديث عن 'صناعة الحديد والصلب' كما لو كانت شيئاً واحداً, ولكنهما تاريخياً كانا منتجيَن منفصليَن.

بالرغم من أن الصلب كان يُنتج بالعديد من الطرق غير الفعالة قبل عصر النهضة بوقت طويل، فإن استعماله أصبح أكثر شيوعاً بعد تطوير طرق أكثر فاعلية لإنتاجه في القرن السابع عشر. وباختراع عملية بسمر في منتصف القرن التاسع عشر، أصبح الصلب سلعة تـُنتج بكميات كبيرة بتكلفة أرخص نسبياً. التحسينات اللاحقة على العملية، مثل basic oxygen steelmaking, خفضت تكلفة الإنتاج بدرجة أكبر بينما رفعت من جودة المعدن.

واليوم، الصلب هو أحد أكثر المواد شيوعاً في العالم وهو مكوِّن رئيسي في المباني والمعدات والسيارات، والأجهزة المنزلية الرئيسية. الصلب المعاصر يتم تمييزه عموماً حسب درجات الصلب المتعددة التي توصـّفها هيئات التوصيف القياسي.

- تصنيف سبائك الصلب (يسمى أيضا الفولاذ) :

يسمى الصلب أيضا الفولاذ ويفهم من بعض الكتابات العربية أن الفولاذ هو لفظ يطلق على الأصلاب السبائكية خلافاً وتمييزاً لها عن الأصلاب الكربونية العادية.

تعتبر سبائك الصلب (الأصلاب) أكثر المواد الفلزية انتشارا واستخداما نظرا لرخص تكلفة إنتاجها بالإضافة إلى إمكانية إنتاجها طبقا لمواصفات مختلفة وكذلك القدرة الكبيرة علي التحكم في تركيباتها الكيميائية.

وتنقسم الأصلاب عامة إلى عدة فئات تتباين في خو اصها الميكانيكية والوظيفية وقابليتها للتصنيع واللحام والمعالجة الحرارية ومقاومتها للتآكل تباينا كبيرا ملبية لطيف واسع من المتطلبات والاستخدامات التي لا تتوافر لغيرها من المواد الهندسية.

- أصلاب كربونية (Carbon Steels)

- أصلاب سبائكية (Alloy Steels)

- أصلاب منخفضة السبائكية عالية المقاومة (High-Strength Low-Alloy Steels)

- أصلاب العدد (Tool Steels)

- أصلاب تقسى بتعتيق المرتنزيت (Maraging Steels)

- أصلاب المنجنيز الأوستنيتية (Austenitic Manganese Steels)

- أصلاب مقاومة للصدأ (Stainless Steels)

- **حديد زهر :**

الحديد الزهر يسمى أيضا حديد السبك أو حديد الصب (Cast Iron)، ويعرف بحسب مجمع اللغة العربية بالقاهرة كما يلى:

- الحديد الناتج من صهر الخام في الأفران العالية وهو حديد غير نقي سهل الكسر ولا يقبل التشكيل، يبدأ في الانصهار عند 1270 درجة مئوية.

- أشابة من الحديد معدة للصب، تشتمل على بعض العناصر الأخرى.

- الحديد الناتج من الأفران العالية وتبلغ كثافته 7.86 جم/سم3، ودرجة انصهاره ما بين 1275 إلى 1505م، وهو سهل الكسر ولا يقبل التشكيل.

- حديد يحتوي على نسبة كربون تفوق حد ذوبانه في طور الأوستنيت عند درجة حرارة اليوتكتي فينفصل الكربون في صورة قشور أو شبه كريات (حديد زهر رمادي) أو قد يكوّن سمنتيتاً (حديد زهر أبيض).

- نوع من الحديد غير النقى ينتج بصهر حديد الزهر مع الجير ثم صبه في قوالب، وهو قصيف ولكنه يتميز بصلادته.

خصائص الحديد [عدل]

الخواص الميكانيكية [عدل]

تُقيّم الخواص الميكانيكية للحديد وسبائكه باستخدام مجموعة متنوعة من الاختبارات، مثل اختبار برينل واختبار روكويل وكلاهما لقياس صلادة الحديد، واختبار قوة الشد وغيرها؛ نتائج هذه الاختبارات على الحديد دقيقة للغاية، بما يسمح باستخدام الحديد لمعايرة أو الربط بين نتائج الاختبارات المختلفة.[2][3] تعتمد نتائج تلك الاختبارات على درجة نقاء الحديد: فبللورات الحديد في صورته النقية أكثر ليونة من الألمونيوم، ومع إضافة بعض أجزاء من المليون من وزن سبيكة الحديد من عنصر الكربون، فإنها تضاعف من قوة الحديد.[4] تزداد صلادة الحديد بسرعة بزيادة محتوى الكربون في سبيكة الحديد حتى تصل نسبته إلى 0.2 ٪ من وزن السبيكة، وبعد ذلك يتزايد بمعدلات أقل ويصل إلى الذروة عندما يصل محتوى الكربون إلى 0.6 ٪ تقريبا من وزن السبيكة.[5] الحديد النقي المنتج صناعياً (حوالي 99.99 ٪) لديه صلادة تقدر بـ 20-30 HB.[6]

التآصل في الحديد [عدل]

مقالة مفصلة: التآصل في الحديد

يمثل الحديد أفضل مثال لظاهرة التآصل في المعادن، فالحديد يتواجد في ثلاثة أطوار تآصلية وهي (α-Fe، γ-Fe، δ-Fe). يعد فهم ظاهرة التآصل في الحديد هو المفتاح لإنتاج سبائك صلب ذات خصائص محددة للأغراض المختلفة.

أولها تكوّناً عندما يتجمد الحديد من حالته السائلة عند 1538 درجة مئوية هو (δ-Fe)، يعد الفيريت (α-Fe) هو الطور الأكثر استقرارا للحديد في درجات الحرارة العادية.[7] أما 912 درجة مئوية وحتى 1400 درجة مئوية، يتحول الحديد تدريجياً من طور الفيريت إلى طور الأوستنيت (γ-Fe)، ويستخدم هذا الطور من الحديد في إنتاج الصلب الذي لا يصدأ، والذي يستخدم في صناعة أدوات المائدة والمستشفيات ومعدات الصناعات الغذائية.[8]

نظائر الحديد [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الحديد

يوجد الحديد في الطبيعة في هيئة أربعة نظائر مستقرة، تكون موزعة كالآتي ^{54}Fe %5.845 و ^{56}Fe %91.754 و ^{57}Fe %2.119 و ^{58}Fe %0.282. من المتوقع أن يخضع النظير ^{54}Fe لعملية تحلل بيتا المزدوج، لكن هذه العملية لم تلاحظ بالتجربة بالنسبة لهذه الجسيمات. وحده النظير ^{57}Fe من بين النظائر المستقرة للحديد لديه لف مغزلي ومقداره (−1/2).

يعد نظير الحديد ^{56}Fe أكثر نظائر الحديد وفرة وأكثرها ثباتاً. من غير الممكن إجراء عملية انشطار أو اندماج نووي لهذا النظير مع حدوث إصدار للطاقة. يتشكل هذا النظير من نظير النيكل ^{56}Ni الذي يتشكل من نوى أخف من خلال عملية ألفا داخل المستعرات العظمى (اقرأ عملية احتراق السيليكون). يشكل النظير 56 للنيكل نهاية سلسلة تفاعل الاندماج النووي داخل النجوم العملاقة، لأن إضافة جسيم ألفا آخر سيشكل الزنك-60، والذي يتطلب تشكيله طاقة عالية جداً، لذلك فإن النيكل-56، والذي عمر النصف له 6 أيام، يوجد بكثرة في هذه النجوم. أثناء عملية اضمحلال المستعر الأعظم إلى بقايا، تحدث للنيكل-56 عمليتي إصدار بوزيتروني متلاحقتين، يتحول من خلالها أولاً إلى الكوبالت-56، ومن ثم إلى الحديد-56 المستقر، مما يفسر الوفرة الكبيرة للحديد في الكون مقارنة مع فلزات أخرى مقاربة في الكتلة الذرية. يوجد نظير الحديد-56 في قلب العملاق الأحمر وفي النيازك الحديدية وفي جوف الكرة الأرضية.

هنالك نظير مشع منقرض للحديد ^{60}Fe له عمر نصف كبير يبلغ 2.6 مليون سنة.[9] إن أغلب الدراسات السابقة حول قياس نسبة نظائر الحديد كانت مركزة حول تحديد نسبة الاختلافات في النظير ^{60}Fe، وذلك نتيجة للعمليات المرافقة لحدوث التخليق النووي وفي تشكل الخامات. ساعد التطور الكبير والمتسارع في تقنية مطيافية الكتلة على كشف وتحديد نسب النظائر المستقرة للحديد، وذلك نتيجة وجود العديد من الفروع العلمية المهتمة بهذا المجال، من بينها علوم الأرض وعلم الكواكب بالإضافة إلى التطبيقات الحيوية والصناعية.[10]

أظهرت الدراسات لبعض النيازك الحديدية أن العلاقة بين تركيز النيكل-60، والذي يمثل ناتج اضمحلال للحديد-60، ووفرة نظائر الحديد المستقرة يمكن أن تعطي دلالة على وجود الحديد-60 ^{60}Fe أثناء تشكل وتطور النظام الشمسي. من المحتمل أن تكون الطاقة المتحررة أثناء اضمحلال نظير الحديد-60، بالإضافة إلى الطاقة المتحررة عن نظير الألومنيوم المشع ^{26}Al، قد ساهمت في حدوث إعادة انصهار وإعادة تشكيل وتمايز الكويكبات قبل نشوئها من 4.6 مليار سنة.

تمتاز نوى نظائر الحديد بأن لها طاقة ارتباط عالية لكل نوية، ولا يفوقها بذلك إلا نظير النيكل ^{62}Ni، والذي يتشكل في تفاعلات الاندماج النووي في النجوم. أما بالنسبة لتوزع عنصري الحديد والنيكل، فإن نسبة نظائر الحديد في الكرة الأرضية تفوق نظائر النيكل، ومن المتوقع أنها تفوقها أيضاً أثناء تشكل العناصر في المستعرات العظمى.[11]

مركبات الحديد [عدل]

قطعة من الحديد النقي

تكافؤ مركبات الحديد غالباً ما يكون +2 أو +3، ويطلق على مركبات الحديد ثنائية التكافؤ (حديدوز) مثل أكسيد الحديدوز (FeO)، وعلى مركبات الحديد ثلاثية التكافؤ (حديديك) مثل أكسيد الحديديك (Fe_2O_3). قد يصبح تكافؤ مركبات الحديد سداسي التكافؤ كحالة رابع حديدات البوتاسيوم (K_2FeO_4). كما أن مركبات الحديد التي تشارك في تفاعلات الأكسدة البيوكيميائية، رباعية التكافؤ.[12][13] كما تتواجد مركبات عضوية معدنية للحديد ذات تكافؤ أحادي موجب أو أحادي سالب أو ثنائي سالب. بل ويتواجد الحديد أحياناً في حالته العنصرية داخل جسم الإنسان.

كما يتواجد مركبات للحديد يكون فيها الحديد ذا تكافؤ ثنائي وثلاثي في الوقت ذاته كأكسيد الحديد الأسود (الماغنتيت) ومركب أزرق بروسيا ($Fe_4(Fe[CN]_6)_3$)،[13] والذي يستخدم بعض أنواع أوراق الطباعة التي تستخدم في بعض الرسومات الهندسية.[14]

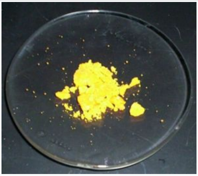
الحديدوز Fe^{+2} (بالإنجليزية : Ferrous) ، في علم الكيمياء ، تُشير إلى مركبات الحديد ثنائية التكافؤ (حالة الأكسدة +2) ، المغاير للحديديك (بالإنجليزية : Ferric) ، والذي يُشير إلى مركبات الحديد ثلاثية التكافؤ (حالة الأكسدة +3).[15]

خارج نطاق علم الكيمياء ، الحديدوز صفة تستخدم للإشارة إلى وجود الحديد .[15] لفظة حديدوز مشتقة من كلمة لاتينية (باللاتينية : Ferrum) " الحديد " .[16] تتضمن معادن الحديدوز الفولاذ والحديد الخام (مع نسبة

محتوى كربون ضئيلة) و سبائك الحديد مع معادن أخرى (مثل ستانلس ستيل) .

يستخدم مصطلح اللا-حديدوز للإشارة إلى معادن أخرى باستثناء الحديد والسبائك والتي لا تحتوي على كميات ملموسة من الحديد .[17]

تعد كبريتات الحديدوز المائية ($FeSO_4•7H_2O$) وكلوريد الحديديك ($FeCl_3$) من أكثر مركبات الحديد إنتاجاً صناعياً. وتعتبر كبريتات الحديدوز المائية من أكثر المصادر المتاحة للحصول على أكسيد الحديدوز (FeO)، لكنه أكثر عرضة للتأكسد في الهواء من ملح موهر (($(NH_4)_2Fe(SO_4)_2•6H_2O$))، وبصفة عامة تميل مركبات الحديد ثنائية التكافؤ للتأكسد في الهواء لتصبح مركبات حديد ثلاثية التكافؤ.[13]


مسحوق كناري اللون من كلوريد الحديديك المائي

أكاسيده وكبريتيداته [عدل]

يتفاعل الحديد مع الأكسجين في الهواء مكوناً أكاسيد الحديد وأشهرها: أكسيد الحديد الأسود (Fe_3O_4) وأكسيد الحديديك (Fe_2O_3) وأكسيد الحديدوز (FeO)، وإن كان غير مستقر في درجات الحرارة العادية. هذه الأكاسيد هي الخامات الأساسية لإنتاج الحديد. أما أشهر كبريتيدات الحديد فهو البيريت (FeS_2) والذي يعرف بـ **الذهب الكاذب**.[13]

هاليداته [عدل]

عرفت هاليدات الحديد الثنائية والثلاثية منذ القدم باستثناء يوديد الحديديك، وهي تنشأ عن طريق تفاعل معدن الحديد مع حامض هالوجيني لكي ينتج عن ذلك التفاعل أحد الأملاح المائية.[13]

$$Fe + 2\,HX \rightarrow FeX_2 + H_2$$

يتفاعل الحديد مع الفلور الكلور البروم وينتج عن ذلك هاليدات الحديديك، وأشهرها كلوريد الحديديك:

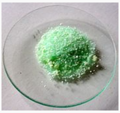
$$2\,Fe + 3\,X_2 \rightarrow 2\,FeX_3\ (X = F, Cl, Br)$$

سيانيداته [عدل]

مسحوق أزرق بروسيا

يدخل الحديد في العديد من مركبات السيانيد. من أشهر مركبات السيانيد التي يدخل فيها الحديد مسحوق **أزرق بروسيا** ($Fe_4(Fe[CN]_6)_3$)، وفيروسيانيد البوتاسيوم وفيريك-سيانيد البوتاسيوم.

كما يستخدم مسحوق أزرق بروسيا كترياق من سموم الثاليوم السيزيوم المشعة[18][19]، كما يستخدم كصبغة زرقاء لإزالة اصفرار الماء نتيجة وجود رواسب من أملاح الحديد.[20]



كبريتات الحديد الثنائي

كبريتيد الحديد الثنائي

ملح موهر

نترات الحديد الثلاثي

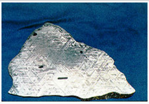
أكسيد الحديديك

كلوريد الحديد الثلاثي

كبريتات الحديد الثلاثي

فيروسيانيد البوتاسيوم

الحديد عبر التاريخ [عدل]



حديد نيزكي

يرجع استخدام الإنسان للحديد إلى ما قبل التاريخ. كما يرجع تاريخ أقدم المنتجات الحديدية، للألفية الخمسة قبل الميلاد في إيران والألفية الثانية قبل الميلاد في الصين، وكانت مصنوعة من النيازك.[21] ومن غير المعروف متى أو أين بدأ صهر الحديد من خاماته، ولكن هناك دلائل تشير إلى إنتاجه عن طريق صهر خاماته قرب نهاية الألفية الثانية قبل الميلاد في الهند وجنوب الصحراء الكبرى في أفريقيا.[22]

كما يرجع تاريخ أقدم الأدوات المصنوعة من الهيماتيت إلى حوالي عام 35,000 ق.م.[23] واستخدم السومريون والمصريون الحديد النيزكي لأغراض الزينة وكرؤوس للحراب،[24] وفي الطقوس الاحتفالية، وكان أثمن من الذهب. كما تشير الاكتشافات إلى أن الحثيين أنتجوا الحديد منذ حوالي عام 2,000 ق.م،[25] كما قايضوا الحديد مقابل الفضة مع الآشوريين في القرن الرابع عشر قبل الميلاد.[21]

اختلف انتقال بلدان العالم القديم للعصر الحديدي، فبلاد ما بين النهرين عام 900 ق.م كانت قد انتقلت كلياً للعصر الحديدي. وعلى الرغم من أن مصر كانت قد بدأت تنتج الحديد منذ وقت مبكر، إلا أن العصر البرونزي ظل مسيطراً عليها حتى الغزو الآشوري لها في عام 663 ق.م. وبدأ العصر الحديدي في وسط أوروبا حوالي عام 500 ق.م، وفي الهند والصين في وقت ما بين 1200 ق.م و 500 ق.م.[26] وحوالي عام 500 ق.م، أصبحت النوبة منتج ومصدر رئيسي للحديد.[27]

اكتشف الحيثيون[28] أنتاج الحديد قديماً في أفران تستخدم فيها منفاخ لضخ الهواء من خلال كومة من الحديد الخام والمدفون في الفحم. يختزل أول أكسيد الكربون الناتج من حرق الفحم خامة الحديد لينتج الحديد. لم تكن الحرارة الناتجة كافية لصهر الحديد، لذا فإن الجزء السفلي من المعدن الناتج يكون على شكل كتلة إسفنجية، تعج بالمسام الممتلئة بالرماد والخبث. يعاد تسخين الحديد الناتج لتليينه وصهر الخبث، ومن ثم يُطرق مراراً وتكراراً لإزالة الخبث المنصهر. ناتج هذه العملية الطويلة والشاقة هو الحديد المطاوع، وهو سبيكة مرنة ولكن ضعيفة نوعاً ما.

ومع الوقت، أكتشف الحدادون في الشرق الأوسط، أن الحديد المطاوع يمكن أن يتحول إلى منتج أقوى بكثير عن طريق تسخينه في وعاء يحتوي على الفحم النباتي لبعض الوقت، ومن ثم غمره في الماء أو الزيت حتى يخمد. نتج عن هذه الطريقة تكون طبقة خارجية للقطعة من الصلب، وهي سبيكة من الحديد وكربيد الحديد، والتي كانت أكثر صلادة وأقل هشاشة من البرونز وبدأت تحل محله. وقبل عام 200 ق.م، استطاع الهنود إنتاج صلب عالي الجودة في جنوب الهند بصهر الحديد الخام والفحم والزجاج في بواتق حتى ينصهر الحديد ويذيب الكربون.[29] انتقلت تلك الفكرة من الهند إلى الصين بحلول القرن الخامس الميلادي.[30]

في القرن الحادي عشر، صنع الصينيون الصلب بطريقة تشبه إلى حد ما طريقة بسمر، عن طريق إزالة الكربون جزئياً بطرق الحديد بصورة متكررة مع نفخ الهواء البارد.[31] مما استدعى إزالة مساحات كبيرة من الغابات لتفي بحاجة صناعة الحديد من الفحم.[32]

تقدمت صناعة الحديد أكثر وأكثر باختراعات المسلمين، خلال العصر الذهبي للإسلام. شمل ذلك إقامة مصانع لإنتاج المعادن. وبحلول القرن الحادي عشر، انتشرت تلك المصانع في كل الولايات الإسلامية من الأندلس وشمال أفريقيا غرباً إلى آسيا الوسطى شرقاً.[33] كما أن هناك دلائل تشير إلى استخدام ما يشبه الفرن العالي في عصر الدولة الأيوبية المماليك.[34]

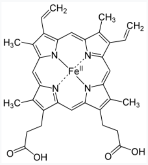
اخترع المسلمون أحد أشهر أنواع الصلب في العصور الوسطى وهو الصلب الدمشقي، واستخدموه في صناعة السيوف، في الفترة من عام 900 إلى عام 1750. أنتج هذا الصلب باستخدام بواتق بطريقة تشبه الطريقة الهندية، ولكنه يحتوي على الكربيدات مما يجعل السيوف أكثر كفاءة في القطع.[35]

الحديد في القرآن الكريم [عدل]

وردت كلمة حديد في عدة مواضع في القرآن الكريم، وهناك سورة في القرآن هي سورة الحديد ورد فيها إنزال الحديد من السماء، قال تعالى:
﴿لَقَدْ أَرْسَلْنَا رُسُلَنَا بِالْبَيِّنَاتِ وَأَنْزَلْنَا مَعَهُمُ الْكِتَابَ وَالْمِيزَانَ لِيَقُومَ النَّاسُ بِالْقِسْطِ وَأَنْزَلْنَا الْحَدِيدَ فِيهِ بَأْسٌ شَدِيدٌ وَمَنَافِعُ لِلنَّاسِ وَلِيَعْلَمَ اللَّهُ مَنْ يَنْصُرُهُ وَرُسُلَهُ بِالْغَيْبِ إِنَّ اللَّهَ قَوِيٌّ عَزِيزٌ﴾ [57:25]

يؤمن المسلمين، بموجب هذه الآية أن الحديد أنزل من السماء، ويربطون ذلك بما ورد في النظريات العلمية الحديثة بأن الحديد لم يكن موجوداً على الأرض إطلاقا قبل ملايين السنين، بل وصل الأرض عبر النيازك وذلك خلال فترات تكوين الأرض.[36]

الحديد في الأحياء [عدل]



مركب الهيم أساس خضاب الدم.

يدخل الحديد كعنصر حيوي أساسي في تركيب العديد من المركبات العضوية والإنزيمات في الكائنات الحية جميعها، من أبسطها من الناحية التطورية (العتائق) وحتى البشر ويدخل في مجموعة المركبات العضوية الفلزية التي لها أدوار حيوية ضرورية. بعض مركباته العضوية الفلزية:

- خضاب الدم الذي يتكون من سلسلة الهيم، والذي بدوره يحوي على حلقة عضوية في مركزها ذرة الحديد (الصورة).
- ميوغلوبين والذي يشبه في تركيبه تركيب الهيم، ولكنه يدخل في تركيب الألياف العضلية.
- سيتوكروم أو خضاب الخلية، وهو يحوي الهيم ويدخل في التنفس الخلوي وفي عمليات الأكسدة العضوية.
- نتروجيناز، إنزيم تستعمله بعض الكائنات في تثبيت النتروجين.

القبط والتخزين [عدل]

مقالة مفصلة: استقلاب الحديد عند الإنسان

يجري تنظيم دقيق للحديد داخل الخلايا، حيث لا يوجد حديد حر فيها. من أهم عناصر تنظيم الحديد البروتين ترانسفيرين الذي يربط الحديد الذي يُمتصّ في الإثني عشري ويحمله إلى الخلايا.[37] عند الحيوانات والنباتات والفطريات الحديد عادةً هو الأيون المضمّن في مركّب الهيم، والهيم مكوّنة أساسية لبروتينات السيتوكروم التي تتواسط في تفاعلات الأكسدة والاختزال، وكذلك للبروتينات الناقلة للأكسجين مثل الهيموغلوبين والميوغلوبين والليغيموغلوبين. يساهم الحديد اللاعضوي أيضاً في تفاعلات الأكسدة والاختزال في عناقيد الحديد والكبريت في الكثير من الأنزيمات، مثل النتروجيناز والهيدروجيناز. تشمل الأمثلة على البروتينات غير المعتمدة على الهيم مختزلة الريبونوكليوتيد (تحول الريبوز إلى ديوكسي ريبوز) وفسفتاز حمضية.

يخضع توزع الحديد في الثدييات إلى تنظيم صارم، ويعود ذلك جزئياً إلى سميته المحتملة.[38]

يمكن أن يشكل الحصول على الحديد مشكلةً بالنسبة للكائنات الهوائية لأن الحديد ثلاثي التكافؤ ذوبانيته قليلة في الوسط المعتدل؛ وقد تطور لدى بعض البكتيريا والفطريات والنباتات عوامل احتجاز الحديد ذات ألفة عالية تسمى حاملات الحديد.[39][40][41]

تأثيرات الحديد البيولوجية [عدل]

مصادر الحديد [عدل]

مقالة مفصلة: التمثيل الغذائي للحديد في جسم الانسان

مقالة مفصلة: فقر الدم بعوز الحديد

الحديد موجود في مواد كثيرة. تشمل أغنى مواد الغذاء بالحديد : اللحوم الحمراء وبالطبع الكبد ، والبقول كالعدس ، والحمص والفول، ولحوم الدواجن والسمك ، والخضار مثل السبانخ والباذنجان والخرشوف . ويكون امتصاص حديد اللحوم (حديد الهيم) أسهل مقارنةً مع الحديد من النباتات.[42]

تشير دراسات عديدة أن الهيم أو الهيموغلوبين من اللحوم الحمراء قد يزيد اختطار سرطان القولون[43][44]، إلا أن هذا الأمر موضع لبعض الخلاف[45]، وتوحي بضعة دراسات أن البيّنات الموجودة غير كافية لإثبات هذا الادعاء.[46]

وفي النباتات يؤدي عوز الحديد إلى اصفرار الأوراق لأن الحديد ضروري في عملية اصطناع الكلوروفيل، فهو يدخل في تركيب إنزيم يساهم في تركيب حمض أمينوليفولينيك، وهذا الحمض هو طليعة الكلوروفيل والهيم.[47]

الحديد في الطبيعة [عدل]

مقالة مفصلة: خام حديد

الحديد هو السادس من حيث وفرة من العناصر الكيميائية في الكون، وهو يتكون خلال الخطوة الأخيرة من عملية احتراق السيليكون في النجوم العملاقة. ونادراً ما يتواجد الحديد في حالته كعنصر (Fe) على سطح الأرض لأنه يميل إلى التأكسد، ولكن أكاسيده منتشرة وتمثل خاماته الأولية. بالرغم من أنه يمثل نحو 5 ٪ من القشرة الأرضية، إلا أنه يعتقد أن سبيكة من الحديد والنيكل في باطن الأرض تمثل 35 ٪ من كتلة الأرض ككل. لذا، فالحديد هو العنصر الأكثر وفرة على سطح الأرض، لكنه العنصر الرابع الأكثر وفرة في القشرة الأرضية.[48][49]

الهيماتيت

معظم الحديد في القشرة الأرضية متحد مع الأكسجين مكوناً أكاسيد الحديد والتي تمثل خامات الحديد في الطبيعة كالهيماتيت الماغنتيت. يتواجد الحديد بوفرة في بعض التكوينات الحجرية. هذه التكوينات الجيولوجية هي نوع من الصخور التي تتكون من طبقات رقيقة من أكاسيد الحديد، إما من الماغنيتيت (Fe_3O_4) أو الهيماتيت (Fe_2O_3)، بالتناوب مع طبقات فقيرة بالحديد من الحجارة والطمي. تشكلت هذه التكوينات منذ 3700 إلى 1800 مليون عام.[50][51] كما أن هناك صور أخرى لخامات الحديد مثل الليمونيت البيريت والإلمينيت والسيديريت.

الماغنتيت

نحو 1 من كل 20 حجر نيزكي تتكون من معادن غنية بالحديد والنيكل كالتاينيت (35–80% حديد)، والكاماسيت (90-95 % حديد). وبالرغم من ندرتها، إلا أن نيازك الحديد هي المصدر الرئيس للحديد على سطح الأرض.[52]

وقد ثبت باستخدام مطياف موس باوير، أن اللون الأحمر لسطح المريخ هو طبقة غنية بأكاسيد الحديد.[53]

البيريت (الذهب الكاذب)

الليمونيت

إنتاج الحديد [عدل]

الفرن العالي

إنتاج الحديد أو الصلب هو عملية تتضمن مرحلتين أساسيتين، ما لم يكن المنتج المطلوب هو الحديد الزهر. المرحلة الأولى هي إنتاج الحديد الخام في الفرن العالي، أو بالاختزال المباشر، والمرحلة الثانية هي جعل إنتاج الحديد المطاوع أو الصلب من الحديد الغفل من خلال عمليات أخرى.

في بعض الأحيان مثل لإنتاج المغناطيس الكهربي، ويُنتج الحديد النقي بواسطة التحليل الكهربائي للزاج الأخضر.[20]

طريقة الفرن اللافح [عدل]

مقالة مفصلة: فرن لافح

صناعياً، ينتج الحديد في الفرن اللافح عن طريق اختزال خامات الحديد وخاصة الهيماتيت (Fe_2O_3) والماغنتيت (Fe_3O_4) بالكربون عند 2000 درجة مئوية.

في الفرن اللافح، تلقى خامات الحديد، والكربون في هيئة فحم كوك، والحجر الجيري (الذي يعمل كـ**مخبث** ويستخدم لإزالة شوائب ثاني أكسيد السيليكون التي قد تتسبب في انسداد الفرن) من أعلى الفرن، وفي ذاته يتم الدفع بـ 4 أطنان هواء ساخن لكل طن من خامات الحديد من أسفل الفرن.[54] يدخل تيار من الهواء الساخن عبر أنابيب النفخ الواقعة أسفله حيث يتفاعل الأكسجين مع الكوك مكونا أول أكسيد الكربون

$$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$$

يختزل أول أكسيد الكربون الهيماتيت لينتج حديد منصهر وثاني أكسيد الكربون:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

ويختزل بعض الهيماتيت مباشرة بالكوك قرب قاعدة الفرن اللافح مستغلاً الحرارة العالية لهذه المنطقة

$$2\ Fe_2O_3 + 3\ C \rightarrow 4\ Fe + 3\ CO_2$$

يعمل المخبث (الحجر الجيري الدولوميت) على إزالة الشوائب المتمثلة في الرمل والسيليكات الأخرى. تتسبب حرارة الفرن في تحلل الحجر الجيري إلى أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون.

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

ثم يتحد أكسيد الكالسيوم مع الرمل ليكون الخبث.

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

يطفوا الخبث على سطح الحديد المنصهر، نظراً لأن كثافته أقل من كثافة الحديد. يزال بعد ذلك كل من الحديد والخبث من فتحات جانبية في الفرن. يسمى الحديد الناتج بالحديد الغفل والذي يستخدم كخام للحديد في مراحل تصنيع الحديد التالية، بينما يستخدم الخبث في رصف الطرق أو كمادة مخصبة لبعض التربات الفقيرة بالمعادن وفي صناعة الاسمنت.[54] ينتج عن الفرن اللافح غازات كثيفة بمعدل 4000 م^3/طن.

طبقاً لإحدى الإحصائيات البريطانية، فإن الصين هي أكبر منتج لخامات الحديد (نحو ربع الإنتاج العالمي) تليها البرازيل وأستراليا والهند.

إنتاج الحديد بالاختزال المباشر [عدل]

بسبب المخاوف البيئية، أصبح هناك اتجاهاً للحد من استخدام فحم الكوك. ظهرت أساليب بديلة لمعالجة الحديد، أحدها هو اختزال الحديد مباشر باستخدام الغاز الطبيعي.[54] تختزل خامة الحديد إلى مادة تشبه المسحوق تسمى **الحديد الاسفنجي**، التي تستخدم في صناعة الصلب. تتكون العملية من تفاعلين رئيسيين:

- أولاً: أكسدة الغاز الطبيعي بمساعدة عامل محفز وحرارة.

$$2\ CH_4 + O_2 \rightarrow 2\ CO + 4\ H_2$$

- ثانياً: هذه الغازات تدفع إلى فرن مشحون بخامة الحديد، عند درجة حرارة بين 800-900 درجة مئوية، لينتج الحديد الإسفنجي.

$$Fe_2O_3 + CO + 2\ H_2 \rightarrow 2\ Fe + CO_2 + 2\ H_2O$$

تزال السيليكا بإضافة مخبث كالحجر الجيري في خطوة تالية.

ومع نهاية ثمانينات القرن العشرين، وصل إنتاج حديد الاختزال المباشر إلى حوالي 50 مليون طن/سنة. تمتاز هذه الطريقة في إنتاج الحديد بأنها:

1. لا تحتاج إلى فحم الكوك غالي الثمن والغير متوافر.
2. تكلفة إنشائها أقل بكثير من تكلفة إنشاء الفرن اللافح.
3. تقنيته بسيطة ويسهل استخدامها.
4. الحديد الناتج من هذه العملية خال من الكربون بينما الحديد الغفل الناتج عن الفرن اللافح يحتوي تقريبا على 4% كربون.

طرق أخرى [عدل]

من المعروف أن الحديد الغفل حديد غير نقي، حيث أنه يحتوي على 4-5 ٪ كربون مع كميات صغيرة من الشوائب الأخرى مثل الكبريت الماغنيسيوم الفوسفور المنغنيز، غير أنه هش لزيادة نسبة الكربون به. يصب هذا النوع من الحديد، والمعروف أيضا باسم الحديد الزهر، في المسابك لإنتاج الأنابيب والواقيات من المواد المشعة والقضبان وغيرها من المسبوكات الأخرى.

كما يمكن إنتاج الصلب أو الحديد المطاوع من الحديد الغفل. استخدمت لذلك عدة طرق منها أفران التسويط ومحولات بسمر وأفران المجمرة المكشوفة وفرن القوس الكهربي. تهدف هذه الطرق لأكسدة بعض أو كل الكربون وغيره من الشوائب، ومن ناحية أخرى، إضافة المعادن الأخرى لإنتاج سبائك الصلب.

وهناك طرق بديلة لإنتاج الحديد، وبعض هذه العمليات تنتج الصلب مباشرة في خطوة واحدة بدلاً من إنتاج الحديد ثم تنقيته لإنتاج الصلب. أهم هذه الطرق ما يعرف باسم الصهر، والاختلاف الأساسي بين الاختزال المباشر والصهر، أن الناتج في الحالة الثانية يكون سائلا، بينما في الأولى ينتج الحديد في صورة جامدة وتتم هذه العملية في فرن الصهر أو قد يكون الصهر والاختزال باستخدام البلازما.

فرن قوس البلازما يشبه إلى حد بعيد فرن القوس الكهربي، ولكن بدلاً من أقطاب الجرافيت، يتم تثبيت شعلات البلازما. هذه الشعلات تبرد بالماء من خلال غلاف معدني يغلفها. يمر من خلال الغلاف أنابيب لتغذية الغاز المتأين (سواء النيتروجين أو الأرجون)، وقطب إسطواني قابل للذوبان من الجرافيت.

يتم الصهر على مرحلتين باستخدام البلازما **الأولى**: اختزال خام الحديد جزئيا بنسبة 50% إلى 60%، قبل أن يتم خلطها مع الفحم والحجر الجيري وفي **الثانية**: الاختزال النهائي والصهر وهو يشبه إلى حد كبير الاختزال في الفرن العالي والفارق الأساسي هو وجود البلازما.

المعالجات الحرارية للمنتجات الحديدية [عدل]

تتوقف صلادة الصلب على محتوى الكربون فيها، فكلما ارتفعت نسبة الكربون، كلما ازدادت صلادته وقلت قابلية للتشكيل. رغم ذلك، هناك عدة طرق للتحكم في صلادة الصلب، منها:

- التخمير: يتم بتسخين الصلب إلى 700-800 درجة مئوية لعدة ساعات، ومن ثم التبريد ببطء في الفرن. تؤدي هذه العملية إلى تقليل صلادة الصلب وجعله أكثر ليونة وعملي أكثر.
- تشغيل الصلب على البارد: تتم هذه العملية بطرق الصلب وتشكيله في درجة حرارة منخفضة (أقل من 150 درجة مئوية). من أشكالها، الطرق على البارد والدرفلة على البارد والسحب على البارد.
- **التقسية**: تتم بتسخين الصلب إلى الإحمرار ثم تبريده في الماء، فيصبح الصلب أكثر صلادة وأكثر هشاشة. ولمعالجة ذلك يعاد تسخين الصلب، ولكن لدرجة حرارة أقل ثم تركه ليبرد ببطء، وبذلك تقل هشاشة الصلب.[54]
- التقسية السطحية: أحياناً يكون من المطلوب إنتاج صلب به خواص المتانة الصلادة، وعندئذ يسخن الصلب إلى حوالي 900 درجة مئوية في وسط من الفحم أو النيتروجين. ينتشر الكربون أو النيتروجين في سطح الصلب، مما يزيد من صلادة السطح. يبرد السطح بسرعة، بينما يبرد قلب الصلب ببطء، مما يجعل من السطح صلد والقلب مرن وذو متانة.

منتجات الحديد الرئيسية [عدل]

نظراً لانخفاض تكلفة إنتاجه وقوته، أصبح إستخدامه لا غنى عنه في التطبيقات الهندسية مثل أجسام الماكينات والسيارات وهياكل السفن والهياكل المعدنية للأبنية العملاقة. لا يستخدم الحديد الخالص نظراً لأنه لين جداً، لذا فهو غالباً ما تستخدم أشهر سبائكه وهي سبائك صلب.

يصنف الحديد تجارياً على أساس درجة نقائه ووفرة العناصر السبائكية به. يحتوي الحديد الغفل على 3.5-4.5 % كربون،[55] ويحتوي على كميات مختلفة من الشوائب، مثل الكبريت والسيليكون والفوسفور. الحديد الغفل ليس منتجاً نهائياً قابلاً للبيع، وإنما هو خطوة وسيطة في إنتاج الحديد الزهر والصلب من خامات الحديد. الحديد الزهر يحتوي على 2-4 ٪ كربون و 1-6 ٪ سيليكون وكميات صغيرة من المنغنيز. تؤثر الشوائب الموجودة في الحديد الغفل مثل الكبريت والفسفور سلباً على خصائص المنتج النهائي، لذا يتم تخفيضها إلى مستوى مقبول. لكلا العنصرين درجات انصهار بين 1150-1200 درجة مئوية، وهي أقل من أي من العنصرين الرئيسيين في سبائك الحديد (الحديد والكربون)، لذا فإنهما ينصهرا أولاً، ويسهل إزالة أغلبهما. تتأثر الخصائص الميكانيكية للسبائك الحديدية كثيراً، بالهيئة التي يتخذها الكربون في السبيكة.

يأخذ الكربون في "الحديد الزهر الأبيض" شكل سمنتيت أو كربيد الحديد (Fe_3C). يتسبب هذا المركب الهش من الكربيدات في جعل الحديد الزهر الأبيض غير مقاوم للصدمات. أما في الحديد الزهر الرمادي فيتواجد الكربون حراً في شكل رقائق دقيقة من الجرافيت، مما يجعله أيضا هشاً لتركز الإجهادات عند الأطراف المدببة لرقائق الجرافيت. هناك نوع آخر من الحديد الزهر هو الحديد الزهر المرن، وهو أحد أشكال الحديد الزهر الرمادي المعالجة بإضافة كميات ضئيلة من الماغنيسيوم، لتحويل شكل الجرافيت من الشكل الرقائقي إلى أشباه كرات أو عقيدات، والتي تزيد من متانة وقوة للمادة.

يحتوي الحديد المطاوع على أقل من 0.25% كربون،[55] وهو متين ومرن، ولكنه أقل قابلية للانصهار من الحديد الغفل. يتميز الحديد المطاوع باحتوائه على بقايا خبث داخل المعدن، كما أنه أكثر مقاومة للصدأ من الصلب. قل استخدامه الآن وأصبح يستبدل بالصلب منخفض الكربون. بالرغم من أن الصلب منخفض الكربون أكثر عرضة للتآكل من الحديد المطاوع، إلا أن رخص ثمنه جعله أكثر استخداماً.

الصلب الكربوني هو الصلب الذي يحتوي على 2% كربون أو أقل[56] مع كميات قليلة من المنغنيز والكبريت والفوسفور والسيليكون. بينما الصلب السبائكي فيحتوي على نسب متفاوتة من الكربون، فضلا عن المعادن الأخرى، مثل الكروم والفاناديوم والموليبدنوم والنيكل والتنجستن وغيرها. يرفع محتوى العناصر السبائكية في هذا النوع من الصلب من ثمنه، لذا لا يستخدم إلا في أغراض خاصة. أشهر سبائك هذا النوع هي سبائك الصلب الذي لا يصدأ. أدخل علماء المعادن الحديدية الآن بعض التحسينات على الصلب السبائكي، فأنتجوا منه نوعاً جديداً يمتاز بالقوة رغم احتوائه على محتوى قليل من العناصر السبائكية، مما يزيد من متانة الصلب الناتج وبتكلفة أقل.

كما يستخدم الحديد أحياناً كمادة واقية من الإشعاعات المؤينة، لأنه أخف وأقوى بكثير ميكانيكيا من أشهر مادة في هذا المجال وهي عنصر الرصاص.

من أبرز استخدامات الحديد ما يلي:

- **استخدامات الحديد الزهر** : يستخدم في صناعة الأدوات التي لا تتعرض للصدمات مثل : أنابيب المياه وأنابيب الغاز.
- **استخدامات الحديد المطاوع** : ويستخدم في صنع المغناطيسيات الكهربائية المؤقتة المستخدمة في الأجهزة الكهربائية، كما يستخدم في قضبان التسليح المستخدمة في البناء.
- **استخدامات الصلب** : يستخدم في صناعة السفن وقضبان سكك الحديد والجسور والسيارات.

يعيب سبائك الحديد والصلب تعرضها بشدة للصدأ، إذا لم تكن محمية بشكل أو بآخر. الطلاء والجلفنة والتخميل والغطاء البلاستيكي هي طرق تستخدم جميعها لحماية الحديد من الصدأ من خلال إبعاد الماء والأكسجين عن سطح المعدن، كما أن هناك طريقة أخرى تستخدم غالباً في حماية أجسام السفن الخارجية وحماية أنابيب نقل النفط وسخانات المياه، وهي باستخدام طريقة القطب المضحى به والذي يضحى به ليتآكل بدلاً من الجسم الأساسي.

استخدامات مركبات الحديد [عدل]

مركبات الحديد منتشرة في الصناعة، وتستخدم في العديد من الاستخدامات المتخصصة. تستخدم مركبات الحديد عادة كعامل محفز في عملية هابر-بوش لإنتاج الأمونيا وعملية فيشر-تروبش لتحويل أول أكسيد الكربون إلى هيدروكربونات لإنتاج الوقود ومواد التشحيم.[57]

يستخدم كلوريد الحديد الثلاثي في تنقية المياه ومعالجة مياه الصرف الصحي، وفي صبغ القماش وكعامل لتلوين الطلاء، كما يضاف لأعلاف الحيوانات، ويستخدم أيضاً لتنظيف النحاس في صناعة لوحات الدوائر المطبوعة.[58] كما يتحلل في الكحول ليستخدم كصبغة.[20] أما الهاليدات فيتوقف استخدامها على بعض الاستخدامات المختبرية المحدودة.

يستخدم كبريتات الحديد الثنائي لاختزال أملاح الكرومات في صناعة الاسمنت، كما يستخدم لعلاج افتقار الدم لعنصر الحديد. أما كبريتات الحديد الثلاثي فيستخدم في ترسيب الجسيمات الدقيقة في مياه الصهاريج. بينما يستخدم كلوريد الحديد الثنائي كعامل مختزل في بعض الصناعات العضوية.

الأعباء البيئية لصناعة الحديد [عدل]

تلوث البيئة المحيطة بالمنطقة الصناعية نتيجة:

- انبعاث غازات سامة من الافران إلى الجو الخارجي التي تؤدي إلى:
  - آثار ضارة على صحة العاملين.
  - التأثير القاتل على المحاصيل الزراعية.
- ارتفاع درجة حرارة الجو.
- تلوث مياه المجاري نتيجة المياه المنصرفة من المصانع.
- تصاعد الأتربة من قمة الفرن عند صب الحديد.

الحد من التلوث [عدل]

- الاستفادة من الغازات الضارة المتصاعدة من قمم الافران بعملية استرجاع لها واعادة شحنها مرة ثانية.
- معالجة مياه وحدات التصنيع حيث يمكن اعادة استعمالها أو صرفها.
- تجميع الاتربة المتصاعدة.
- إمكانية استرجاع المواد الجامدة ذات النفع وإعادة استخدامها في التصنيع..
- الاستفادة من غاز ثاني أكسيد الكبريت في تصنيع حمض الكبريتيك، أو إنتاج عنصر الكبريت.
- كثيرا ما تنطلق الغازات عند درجات حرارة عالية أي أنها تحمل طاقة مخزونة فيها، ومن المحبذ استرجاع الطاقة بدلا من فقدها.
- تجميع أول أكسيد الكربون واستخدامه وقودا في المواقد.

انظر أيضاً [عدل]

- كبريتات الحديد الثنائي
- ميلانترايت
- الحديد السبائكي
- حديد أرضي
- حديد نيزكي
- صخرة ذات درع حراري

مصادر [عدل]

- WebElements.com – Iron
- It's Elemental – Iron
- The Most Tightly Bound Nuclei

هوامش ومراجع [عدل]

1. ^ Koenig, Rich and Kuhns, Mike: *Control of Iron Chlorosis in Ornamental and Crop Plants*. (جامعة ولاية يوتا, p.3 Salt Lake City, August 1996) نسخة محفوظة 03 أغسطس 2016 على موقع واي باك مشين.

34. ^ R. L. Miller (October 1988). "Ahmad Y. Al-Hassan and Donald R. Hill, *Islamic technology: an illustrated history*". *Medical History*. **32** (4): 466–7.

2. ^ Kuhn, Howard and Medlin, Dana (prepared under the direction of the ASM International Handbook Committee), المحرر (2000). *ASM Handbook – Mechanical Testing and Evaluation* (PDF). **8**. ASM International. صفحة 275. ISBN 0871703890. مؤرشف من الأصل (PDF) في 9 فبراير 2019.
3. ^ "Hardness Conversion Chart". Maryland Metrics. مؤرشف من الأصل في 31 أغسطس 2018. اطلع عليه بتاريخ 23 مايو 2010.
4. ^ Kohl, Walter H. (1995). *Handbook of materials and techniques for vacuum devices*. Springer. صفحات 164–167. ISBN 1563963876. مؤرشف من الأصل في 25 مارس 2017.
5. ^ Raghavan, V. (2004). *Materials Science and Engineering*. PHI Learning Pvt. Ltd. صفحة 218. ISBN 8120324552. مؤرشف من الأصل في 17 يناير 2020.
6. ^ Takaji, Kusakawa; Toshikatsu, Otani. "Properties of Various Pure Irons : Study on pure iron I". *Tetsu-to-Hagane*. **50** (1): 42–47. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2019.
7. ^ Martin, John Wilson (2007). *Concise encyclopedia of the structure of materials*. Elsevier. صفحة 183. ISBN 0080451276. مؤرشف من الأصل في 17 يناير 2020.
8. ^ Bramfitt, B. L.; Benscoter, Arlan O. (2002). "The Iron Carbon Phase Diagram". *Metallographer's guide: practice and procedures for irons and steels*. ASM International. صفحات 24–28. ISBN 9780871707482. مؤرشف من الأصل في 17 ديسمبر 2019.
9. ^ Georges, Audi (2003). "The NUBASE Evaluation of Nuclear and Decay Properties". *Nuclear Physics A*. Atomic Mass Data Center. **729**: 3–128. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001.
10. ^ Dauphas, N.; Rouxel, O. (2006). "Mass spectrometry and natural variations of iron isotopes" (PDF). *Mass Spectrometry Reviews*. **25** (4): 515–550. doi:10.1002/mas.20078. PMID 16463281. مؤرشف من الأصل (PDF) في 11 يونيو 2012. اطلع عليه بتاريخ أكتوبر 2020.
11. ^ "Iron and Nickel Abundances in H~II Regions and Supernova Remnants". June 14, 1995. مؤرشف من الأصل في 18 مارس 2008. اطلع عليه بتاريخ 23 مايو 2010. .
12. ^ Nam, Wonwoo (2007). "High-Valent Iron(IV)–Oxo Complexes of Heme and Non-Heme Ligands in Oxygenation Reactions". *Accounts of Chemical Research*. **40** (7): 522–531. doi:10.1021/ar700027f. PMID 17469792.
13. ↑ ا ب ت ث ج Holleman, Arnold F.; Wiberg, Egon; Wiberg, Nils; (1985). "Iron". *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* (بالللغة الألمانية) (الطبعة 91–100). Walter de Gruyter. صفحات 1125–1146. ISBN 3110075113.
14. ^ Ware, Mike (1999). "An introduction in
35. ^ Kochmann, W. (2004). "Nanowires in ancient Damascus steel". *Journal of Alloys and Compounds*. **372**: L15–L19. doi:10.1016/j.jallcom.2003.10.005. ISSN 0925-8388.
Levin, A. A. (2005). "Microstructure of a genuine Damascus sabre" (PDF). *Crystal Research and Technology*. **40** (9): 905–916. doi:10.1002/crat.200410456. مؤرشف من الأصل (PDF) في 19 مارس 2009.
36. ^ مصدر الحديد - في حديث للشيخ عبد المجيد الزنداني لقناة الجزيرة حول الإعجاز العلمي في القرآن نسخة محفوظة 31 مايو 2011 على موقع واي باك مشين.[وصلة مكسورة]
37. ^ Rouault T.A. (2003). "How mammals acquire and distribute iron needed for oxygen-based metabolism". *PLoS Biology*. **1** (1): e9. doi:10.1371/journal.pbio.0000079. PMC 212696. PMID 14551907.
38. ^ Nanami N.; et al. (2005). "Tumor necrosis factor-α-induced iron sequestration and oxidative stress in human endothelial cells". *Arteriosclerosis, thrombosis, and vascular biology*. **25** (12): 2495–2501. doi:10.1161/01.ATV.0000190610.63878.20. PMID 16224057. مؤرشف من الأصل في 21 نوفمبر 2018. Explicit use of et al. in |مؤلف= (مساعدة)
39. ^ Neilands J.B. (1995). "Siderophores: structure and function of microbial iron transport compounds". *The Journal of biological chemistry*. **270** (45): 26723–6. doi:10.1074/jbc.270.45.26723 (غير نشط 2010-05-25). PMID 7592901. مؤرشف من الأصل في 20 يونيو 2019.
40. ^ Neilands J.B. (1981). "Microbial iron compounds". *Annual Review of Biochemistry*. **50**: 715. doi:10.1146/annurev.bi.50.070181.003435. PMID 6455965.
41. ^ Boukhalfa H. & Crumbliss A.L. (2002). "Chemical aspects of siderophore mediated iron transport". *BioMetals*. **15** (4): 325. doi:10.1023/A:1020218608266. PMID 12405526.
42. ^ Food Standards Agency - Eat well, be well - Iron deficiency نسخة محفوظة 28 نوفمبر 2010 على موقع واي باك مشين.
43. ^ Sesink A.L.; et al. (1999). "Red meat and colon cancer: the cytotoxic and hyperproliferative effects of dietary heme". *Cancer Research*. **59** (22): 5704. PMID 10582688. مؤرشف من الأصل في 25 أغسطس 2009. Explicit use of et al. in |مؤلف= (مساعدة)
44. ^ Glei M.; et al. (2006). "Hemoglobin and hemin induce DNA damage in human colon tumor cells HT29 clone 19A and in primary human colonocytes". *Mutation Research*. **594** (1–2): 162–171. doi:10.1016/j.mrfmmm.2005.08.006. PMID 16226281. Explicit use of et al. in |مؤلف=

monochrome". Cyanotype: the history, science and art of photographic printing in Prussian blue. NMSI Trading Ltd. صفحات 11–19. ISBN 9781900747073. مؤرشف من الأصل في 18 يناير 2020.

15. ↑ أ ب Ferrous، ميريام وبستر، retrieved 19 April 2008 نسخة محفوظة 13 أغسطس 2017 على موقع واي باك مشين.

16. ^ Etymology (Meaning of Words)، 30 November 2007,retrieved 19 April 2008 نسخة محفوظة 25 سبتمبر 2011 على موقع واي باك مشين.

17. ^ Non ferrous، ميريام وبستر، retrieved 19 April 2008 نسخة محفوظة 13 أغسطس 2017 على موقع واي باك مشين.

18. ^ "Questions and Answers on Prussian Blue". مؤرشف من الأصل في 4 نوفمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ 06 يونيو 2009.

19. ^ Thompson, D. F (2004). "Soluble or Insoluble Prussian Blue for Radiocesium and Thallium Poisoning?". *Annals of Pharmacotherapy*. **38**: 1509–1514. doi:10.1345/aph.1E024.

20. ↑ أ ب ت Iron." Microsoft® Student 2009 [DVD]." Redmond, WA: Microsoft Corporation, 2008.

21. ↑ أ ب E. Photos, 'The Question of Meteoritic versus Smelted Nickel-Rich Iron: Archaeological Evidence and Experimental Results' *World Archaeology* Vol. 20, No. 3, Archaeometallurgy (Feb., 1989), pp. 403-421. Online version accessed on 2010-02-08 نسخة محفوظة 31 ديسمبر 2016 على موقع واي باك مشين.

22. ^ Duncan E. Miller and N.J. Van Der Merwe, 'Early Metal Working in Sub Saharan Africa' *Journal of African History* 35 (1994) 1-36; Minze Stuiver and N.J. Van Der Merwe, 'Radiocarbon Chronology of the Iron Age in Sub-Saharan Africa' *Current Anthropology* 1968.

23. ^ Minnesota State University EMuseum: Ancient Egyptian Culture: Paleolithic Egypt. Retrieved 6 April 2010. نسخة محفوظة 15 مارس 2011 على موقع واي باك مشين.[وصلة مكسورة]

24. ^ R. F. Tylecote, *A History of Metallurgy* (2nd edn, 1992), 3

25. ^ Excavation in Turkey Set to Rewrite History of" Iron Age," *Asahi Shimbun*, 27 March 2009.

26. ^ Marco Ceccarelli (2000). *International Symposium on History of Machines and Mechanisms: Proceedings HMM Symposium*. Springer. ISBN 0-7923-6372-8. pp 218

27. ^ Collins, Rober O. and Burns, James M. The History of Sub-Saharan Africa. New York:Cambridge University Press, p. 37. ISBN 978-0-521-68708-9.

28. ^ Muhly, James D. 'Metalworking/Mining in the Levant' pp. 174-183 in *Near Eastern Archaeology* ed. Suzanne Richard (2003), pp. 179-180.

(مساعدة)

45. ^ Sandhu M.S.; et al. (2001). "Systematic review of the prospective cohort studies on meat consumption and colorectal cancer risk: a meta-analytical approach". *Cancer Epidemiology, Biomarkers & Prevention*. **10** (5): 439. PMID 11352852. مؤرشف من الأصل في 10 يونيو 2019. Explicit use of et al. in: |مؤلف= (مساعدة)

46. ^ "Eating red meat will not increase colorectal cancer risk, study suggests". ScienceDaily. June 13, 2007. مؤرشف من الأصل في 18 نوفمبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 أكتوبر 2010.

47. ^ Kumar A.M. & Söll D. (2000). "Antisense HEMA1 RNA expression inhibits heme and chlorophyll biosynthesis in arabidopsis". *Plant Physiology*. **122** (1): 49–56. doi:10.1104/pp.122.1.49. PMID 10631248. مؤرشف من الأصل في 24 أكتوبر 2007.

48. ^ "Iron: geological information". WebElements. مؤرشف من الأصل في 28 سبتمبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 23 مايو 2010. .

49. ^ John W. Morgan*and Edward Anders. "Chemical composition of Earth, Venus, and Mercury". *Proc. Nat. Acad. Sci.* **77** (12): 6973–6977. مؤرشف من الأصل في 15 أكتوبر 2019.

50. ^ Lyons, T. W.; Reinhard, CT (2009). "Early Earth: Oxygen for heavy-metal fans". *Nature*. **461** (7261): 179–181. doi:10.1038/461179a. PMID 19741692.

51. ^ Cloud, P. (1973). "Paleoecological Significance of the Banded Iron-Formation". *Economic Geology*. **68**: 1135–1143. doi:10.2113/gsecongeo.68.7.1135.

52. ^ Emiliani, Cesare (1992). "Planet earth: cosmology, geology, and the evolution of life and environment". Cambridge University Press: 152. ISBN 9780521409490. مؤرشف من الأصل في 18 يناير 2020. |chapter= تم تجاهله (مساعدة)

53. ^ Klingelhöfer, G.; Morris, R. V.; Souza, P. A.; Rodionov, D.; Schröder, C. (2007). "Two earth years of Mössbauer studies of the surface of Mars with MIMOS II". *Hyperfine Interactions*. **170**: 169–177. doi:10.1007/s10751-007-9508-5.

54. ↑ أ ب ت ث Biddle, Verne; Parker, Gregory. *Chemistry, Precision and Design*. A Beka Book, Inc.

55. ↑ أ ب Camp, James McIntyre; Francis, Charles Blaine (1920). *The Making, Shaping and Treating of Steel*. Pittsburgh: Carnegie Steel Company. صفحات 173–174. مؤرشف من الأصل في 11 نوفمبر 2015.

.29 ^ G. Juleff (1996). "An ancient wind powered iron smelting technology in Sri Lanka". نيتشر (مجلة). 379 (3): 60–63. doi:10.1038/379060a0.
.30 ^ Needham, Volume 4, Part 1, 282.
.31 ^ Robert Hartwell, 'Markets, Technology and the Structure of Enterprise in the Development of the Eleventh Century Chinese Iron and Steel Industry' *Journal of Economic History* 26 (1966). pp. 53-54.
.32 ^ Ebrey, 158.
.33 ^ Adam Robert Lucas (2005), "Industrial Milling in the Ancient and Medieval Worlds: A Survey of the Evidence for an Industrial Revolution in Medieval Europe", *Technology and Culture* **46** (1): 1-30 [10-1 & 27]
.56 ^ "Classification of Carbon and Low-Alloy Steels". مؤرشف من الأصل في 23 أكتوبر 2008. اطلع عليه بتاريخ 05 يناير 2008.
.57 ^ Kolasinski, Kurt W. (2002). "Where are Heterogenous Reactions Important". *Surface science: foundations of catalysis and nanoscience*. John Wiley and Sons. ISBN 9780471492443. مؤرشف من الأصل في 17 يناير 2020.
.58 ^ Wildermuth, Egon; Stark, Hans; Friedrich, Gabriele; Ebenhöch, Franz Ludwig; Kühborth, Brigitte; Silver, Jack; Rituper, Rafael (2000). "Iron Compounds". doi:10.1002/14356007.a14_591.

ابحث عن حَدِيد في ويكاموس.

حديد في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

ع • ن • ت — **الجدول الدوري**

ع • ن • ت — **أخطاء خَلقية في أيض المَعادن**

ع • ن • ت — **مركبات الحديد**

$FeBr_2$ · $FeBr_3$ · $Fe(CH_3COO)_2$ · $Fe(CH_3COO)_3$ · $FeCl_2$ · $FeCl_3$ · FeF_2 · FeF_3 · $Fe(NO_3)_3$ · FeO · FeO(OH)| · $Fe(OH)_2$ · $FePO_4$ · FeS · $FeSO_4$ · Fe_2O_3 · $Fe_2(SO_4)_3$ · Fe_3O_4

ع • ن • ت — **مكملات غذائية**

ضبط استنادي	BNE: XX524497 · BNF: cb11975665r (data) · GND: 4014002-7 · HDS: 026231 · LCCN: sh85068131 · NDL: 00572915
معرفات كيميائية	***ECHA***: 100.028.270 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5043710 · ***NDF-RT ID***: N0000146032 · ***PubChem CID***: 23925 · ***KEGG ID***: C00023 · ***ChemSpider ID***: 22368 · ***ZVG number***: 8210 · ***CAS Number***: 7439-89-6 · ***Drugbank ID***: 01592 · ***ChEBI ID***: 18248 · ***CosIng number***: 83503 · ***HMDB ID***: HMDB0015531 · ***EC no.***: 231-096-4 · ***UNII***: E1UOL152H7

بوابة صيدلة · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة علم المواد · بوابة الكيمياء

تصنيفات: حديد | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | قوالب صحة ورشاقة | مركبات الحديد | معادن غذائية | معادن مكعبية | مواد بناء | مواد معدنية | مواد مغناطيسية حديدية | موصلات كهربائية

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

Wikimedia project · Powered By MediaWiki

كوبالت

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نيكل → **كوبالت** ← حديد	
$_{27}$Co	↑ Co ↓ Rh
المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كوبالت، 27، Co
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	9، 4، d
الكتلة الذرية	58.933195 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2 3d^7$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 15, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.90 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.75 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1768 ك، 1495 °س، 2723 °ف
نقطة الغليان	3200 ك، 2927 °س، 5301 °ف
حرارة الانصهار	16.06 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	377 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.81 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1790	1960	2165	2423	2755	3198

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	5, 4 , **3**, **2**, 1, -1[1] (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.88 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 760.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1648 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3232 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	125 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	(لف مغزلي منخفض) 126±3 ، (لف مغزلي مرتفع) 150±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية
مقاومة كهربائية	62.4 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	100 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	13.0 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4720 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	209 غيغاباسكال
معامل القص	75 غيغاباسكال
معامل الحجم	180 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.31
صلادة موس	5.0
صلادة فيكرز	1043 ميغاباسكال
صلادة برينل	700 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-48-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكوبالت

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{56}Co	مصطنع	77.27 يوم	ε	4.566	^{56}Fe
^{57}Co	مصطنع	271.79 يوم	ε	0.836	^{57}Fe
^{58}Co	مصطنع	70.86 يوم	ε	2.307	^{58}Fe
^{59}Co	100%	^{59}Co هو نظير مستقر وله 32 نيوترون			
^{60}Co	مصطنع	5.2714 سنة	β^-, γ	2.824	^{60}Ni

ع·ن·ت

الكوبالت هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري. ورمزه **Co**، وعدده الذري 27، ولونه رمادي فلزي. الكوبالت معدن صلب، لامع، في مختلف الخامات، ويُستخدم في اعداد السبائك المقاومة للتاكل المغناطيسي والسبائك شديدة الصلابة. مركباته تستخدم في إنتاج الاحبار والاصباغ.

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

استُخدمت مركبات الكوبالت لعدة قرون لإضفاء لون أزرق غني على الزجاج والتزجيج الخزفي والسيراميك. تم اكتشاف الكوبالت في المنحوتات المصرية، والمجوهرات الفارسية من الألفية الثالثة قبل الميلاد، وفي أطلال مدينة بومبي، التي دُمرت في القرن 79 الميلادي، وفي الصين والتي يرجع تاريخها إلى سلالة تانغ (618-907 م) وسلالة مينغ (1368–1644 م).[2]

استُخدم الكوبالت في تلوين الزجاج منذ العصر البرونزي. أسفرت عملية حفر حطام السفينة أولوبورن عن اكتشاف سبيكة من الزجاج الأزرق، خلال القرن الرابع عشر قبل الميلاد.[3][4] كان الزجاج الأزرق من مصر ملونًا إما بالنحاس أو الحديد أو الكوبالت. ترجع أقدم نماذج الزجاج الملونة بالكوبالت إلى الأسرة الثامنة عشرة من مصر (1550-1292 قبل الميلاد). ولا يزال مصدر الكوبالت الذي يستخدمه المصريون غير معروف.[5][6]

اشتُق اسم الكوبالت من كلمة الكوبالت kobalt الألمانية، أو كلمة كوبولد kobold بمعنى القزم"goblin"، وهو مصطلح إيماني يتعلق بالخرافات المستخدمة بين عمال المناجم. فشلت محاولات أول فك هذه الخامات للنحاس أو النيكل، مما أسفر ببساطة عن مسحوق (أكسيد الكوبالت (II)) بدلًا من ذلك. ولأن الخامات الأساسية للكوبالت تحتوي دائما على الزرنيخ، فإن صهر خام الحديد يؤدي إلى أكسدة الزرنيخ في أكسيد الزرنيخ العالي السمية والمتقلب.[7]

يعود الفضل إلى الكيميائي السويدي جورج براندت (1694-1768) في اكتشاف الكوبالت في حوالي عام 1735، موضحًا أنه عنصر غير معروف سابقًا، يختلف عن البزموت والمعادن التقليدية الأخرى. وصفه براندت المداة المُكتشفة حديثًا بأنا "شبه معدنية."[8][9] وبيّن أن مركبات معدن الكوبالت كانت مصدر اللون الأزرق في الزجاج، والذي كان يُنسب في السابق إلى البزموت الموجود مع الكوبالت. أصبح الكوبالت أول معدن يتم اكتشافه منذ فترة ما قبل التاريخ. جميع المعادن الأخرى المعروفة (الحديد والنحاس والفضة والذهب والزنك والزئبق والقصدير والرصاص والبزموت) لم يكن لها مكتشفون مكتشفون.[10]

خلال القرن التاسع عشر، تم تنفيذ جزء كبير من إنتاج العالم من الكوبالت الأزرق (صبغة مصنوعة من مركبات الكوبالت والألومينا) وصبغ (مسحوق كوبالت للاستخدام في الصبغ في السيراميك والرسم) في مدينة بلافركيت النرويجية.[11][12] وكانت المناجم الأولى لإنتاج الصمغ في القرن السادس عشر موجودة في النرويج والسويد وسكسونيا والمجر. ومع اكتشاف خام الكوبالت في كاليدونيا الجديدة في عام 1864، انخفض تعدين الكوبالت في أوروبا. ومع اكتشاف رواسب الخام في أونتاريو (أونتاريو) وكندا في عام 1904 واكتشاف المزيد من الودائع في مقاطعة كاتانغا في جمهورية الكونغو الديمقراطية في عام 1914، بدأت عمليات التعدين مرة أخرى. عندما بدأ نزاع شبعا في عام 1978، توقفت مناجم النحاس في مقاطعة كاتانغا عن الإنتاج تقريبًا.[13][14] كان التأثير على الاقتصاد العالمي للكوبالت من هذا الصراع أصغر مما كان متوقعًا: لأن الكوبالت معدن نادر، وصبغته شديدة السمية، وقد أنشأت الصناعة بالفعل طرق فعالة لإعادة تدوير مواد الكوبالت. كانت الصناعة في بعض الحالات قادرة على الانتقال إلى استخدام بدائل خالية من الكوبالت.[13][14]

في عام 1938 ، اكتشف جون ليفينجود وغلين سيبورغ النظير المشع كوبالت 60.[15] اشتهر هذا النظير في جامعة كولومبيا في الخمسينات من القرن الماضي لتحديد مخالفة التكافؤ في اضمحلال بيتا المُشع.[16][17]

بعد الحرب العالمية الثانية، أرادت الولايات المتحدة ضمان توريد خام الكوبالت للاستخدامات العسكرية (كما كان يفعل الألمان) وتوقعات الكوبالت داخل حدود الولايات المتحدة. تم العثور على إمدادات كافية من الكوبالت خام في ولاية ايداهو بالقرب من وادي بلاكبيرد في جانب الجبل. بدأت شركة كاليرا للتعدين بإنتاج الكوبالت في الموقع.[18]

أماكن تواجده [عدل]

يتم إنتاج الشكل الثابت للكوبالت في المستعرات العظمى من خلال عملية التقاط النيوترون السريعة.[19] يتكون الكوبالت من 0.0029 ٪ من مكونات قشرة الأرض. لم يتم العثور على الكوبالت في الأرض بسبب الأكسجين في الغلاف الجوي والكلور في المحيط الذان يتوافران بما فيه الكفاية في الطبقات العليا من قشرة الأرض لمنع تكوين الكوبالت المعدني الأصلي. باستثناء ما تم تسليمه مؤخرًا في الحديد النيزكي، فإن الكوبالت النقي في شكل المعدن الأصلي غير معروف على الأرض. يتواجد هذا العنصر بوفرة متوسطة ولكن المركبات الطبيعية للكوبالت عديدة ويوجد جميع كميات مركبات الكوبالت في معظم الصخور والتربة والنباتات والحيوانات.

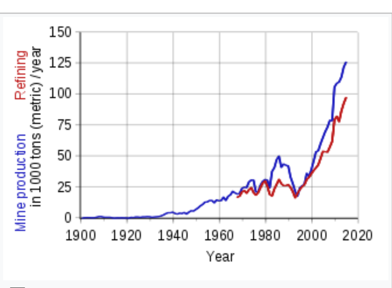
غالبًا ما يرتبط الكوبالت في الطبيعة بالنيكل. يميز كلا العنصرين الحديد النيزكي، على الرغم من أن الكوبالت أقل وفرة في النيازك الحديدية من النيكل. قد يكون الكوبالت، كما هو الحال مع النيكل، في سبائك الحديد النيزكي جيدًا بما يكفي من الحماية من الأكسجين والرطوبة للبقاء كمعدن حر (لكنه مخلوط)،[20] وعلى الرغم من عدم وجود أي عنصر بهذا الشكل في القشرة الأرضية القديمة.

يتواجد الكوبالت في شكل مركب في النحاس ومعادن النيكل. ويعتبر مكون معدني رئيسي يتحد مع الكبريت والزرنيخ في الكوبالتايت الكبريتية (CoAsS)، والصفريت.[21] يشبه الكوبالتيت المعدني البيريت ويتواجد مع الفاليسيت في رواسب النحاس في مقاطعة كاتانغا.[22] عندما يصل الكوبالت إلى الغلاف الجوي، فإنه يتأثر بعملية التجوية؛ حيث تتأكسد المعادن الكبريتيدية وتكوِّن الإريثريت الوردي ("نظرة الكوبالت": Co3 (AsO4) 2 · 8H2O) والكوبالت الكروي(سفيروكوبالتيت) (CoCO3).[23][24]

يعتبر الكوبالت أيضًا مكون من مكونات دخان التبغ.[25] يمتص نبات التبغ بسهولة ويُركز المعادن الثقيلة مثل الكوبالت من التربة المحيطة في أوراقها. يتم استنشاقها لاحقًا أثناء تدخين التبغ.[26]

استخراج الكوبالت [عدل]

خام الكوبالت



مخطط الإنتاج العالمي

تقدر هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية احتياطي العالم من الكوبالت بـ 7,100,000 طن متري.[27] تنتج جمهورية الكونغو الديمقراطية حاليًا 63 ٪ من الكوبالت في العالم. قد تصل هذه الحصة السوقية إلى 73٪ بحلول عام 2025 إذا حدثت عمليات توسيع مخطط لها بواسطة منتجي التعدين مثل شركة جلينكور بي إل سي كما هو متوقع. ولكن بحلول عام 2030، قد يكون الطلب العالمي أكثر 47 مرة مما كان عليه في عام 2017، حسب تقديرات بلومبيرج نيو إنيرجي فاينانس.[28]

أدت التغييرات التي أدخلتها الكونغو على قوانين التعدين في عام 2002 إلى جذب الاستثمار في مشاريع النحاس والكوبالت الكونغولية. ومع ذلك، تهيمن شركة جلينكور على سوق التعدين في جمهورية الكونغو الديمقراطية. وكان لغم "مانتاندا" الخاص بها قد شحن 24500 طن من الكوبالت من منجمها العام الماضي، و 40٪ من إنتاج الكونغو الديمقراطية، أي ما يقرب من ربع الإنتاج العالمي. كما يستأنف مشروع كاتانغا للتعدين التابع لشركة جلينكور أيضًا إنتاج 300 ألف طن من النحاس و 20000 طن من الكوبالت بحلول عام 2019، وفقًا لجلينكور.[28]

جمهورية الكونغو الديموقراطية [عدل]

في عام 2005، كان جمهورية الكونغو الديموقراطية أكبر منتج للكوبالت من رواسب النحاس في مقاطعة كاتانغا الديمقراطية. وفي مقاطعة شبعا سابقًا، كانت المنطقة تحتوي على ما يقرب من 40 ٪ من الاحتياطيات العالمية، وفقًا لما ذكرته هيئة المسح الجيولوجي البريطانية في عام 2009.[29] وبحلول عام 2015، قدمت جمهورية الكونغو الديمقراطية 60 ٪ من إنتاج الكوبالت في العالم، و 32,000 طن بسعر يتراوح بين 20,000 و 26,000 دولار لكل طن. يمكن أن يرجع النمو الأخير في الإنتاج جزئيًا على الأقل إلى انخفاض إنتاج التعدين خلال الحروب الأهلية العنيفة جدًا في جمهورية الكونغو الديمقراطية في أوائل العقد الأول من القرن الحالي، أو إلى التغييرات التي أدخلتها البلاد على قانون التعدين الخاص بها في عام 2002 لتشجيع الاستثمار الأجنبي والمتعدد الجنسيات، وجلب عدد من المستثمرين، بما في ذلك شركة جلينكور التي يساهم ثلاثة من مشاريعها الحالية في الكونغو بما يقارب 10٪ إلى 25٪ من إنتاج الكونغو الديمقراطية.[30] يستخدم حوالي 100 ألف من عمال مناجم الكوبالت في جمهورية الكونغو الديمقراطية أدوات يدوية لحفر مئات الأقدام، مع القليل من التخطيط وإجراءات أقل للسلامة، كما يقول العمال والمسؤولون الحكوميون والمنظمات غير الحكومية، بالإضافة إلى ملاحظات مراسلي صحيفة واشنطن بوست على الزيارات إلى المناجم المعزولة. يؤدي نقص احتياطات السلامة بشكل متكرر إلى حدوث إصابات أو وفيات.[31] يلوث التعدين المنطقة المجاورة ويُعّرض الحياة البرية المحلية والمجتمعات الأصلية إلى معادن سامة يعتقد أنها تسبب عيوب خلقية وصعوبات في التنفس، وفقًا لمسؤولين صحيين.[58]

زعم نشطاء حقوق الإنسان، والصحافة الاستقصائية،[32][33][34][35] أن عمالة الأطفال تُستخدم في تعدين الكوبالت من مناجم أفريقية . دفع هذا الكشف شركة أبل لصناعة الهواتف المحمولة، في 3 مارس 2017، إلى وقف شراء الكوبالت الخام من الموردين مثل تشجيانغ هوايو الذي يصدر من المناجم في جمهورية الكونغو الديمقراطية، والبدء في التعامل فقط مع المُوردين الذين تم التحقق من التزامهم بمعايير مكان العمل.[36][37]

تسببت الديناميكيات السياسية والعرقية في المنطقة في الماضي في اندلاع أعمال عنف مروعة وسنوات من الصراع المسلح والسكان المشردين. وقد أثر عدم الاستقرار هذا على سعر الكوبالت، كما خلق حوافز ضارة للمقاتلين في حربي الكونغو الأولى والثانية لإطالة فترة القتال، حيث ساعد الوصول إلى مناجم الماس والموارد الأخرى القيمة في تمويل أهدافهم العسكرية - والتي غالبًا ما ترقى إلى الإبادة الجماعية - أغنت أيضا المقاتلين أنفسهم. وفي حين لم تقم جمهورية الكونغو الديمقراطية في الآونة الأخيرة بغزو القوات المسلحة المجاورة في عام 2010، إلا أن بعض أغنى المناطق التعدينية التي تجاور المناطق التي لا يزال يتصادم فيها التوتسي والهوتو، وتستمر الاضطرابات رغم ذلك على نطاق أصغر ولا يزال اللاجئون يفرون من أعمال العنف.[38]

أصبح الكوبالت المستخرج من مساعي التعدين الحرفي الكونغولي الصغير في عام 2007 من أولويات شركة صينية هي كونغو دونغ فانغ الدولية للتعدين. وفرّت شركة كونغو دونغفانغ، إحدى الشركات التابعة لشركة زيهانغ هياو للتعدين وهي واحدة من أكبر منتجي الكوبالت في العالم، الكوبالت إلى بعض أكبر مصنعي البطاريات في العالم، الذين أنتجوا بطاريات لمنتجات شاملة مثل آي فون. وهكذا تم التقاء الشركات حول سلسلة التوريد الأخلاقية مع بعض الشكوك. دعا عدد من المراقبين إلى قيام شركات التكنولوجيا وغيرها من الشركات المصنعة بتجنب الحصول على معادن النزاع في وسط أفريقيا على الإطلاق بدلاً من المخاطرة بتمكين الاستغلال المالي وحقوق الإنسان مثل الاختطاف من أجل العمل غير الحر والدمار البيئي والخسائر البشرية العنف والفقر والظروف السامة.

قد يكون مشروع جبل موكوندو، الذي تديره شركة التعدين والاستكشاف في أفريقيا الوسطى (CAMEC) في مقاطعة كاتانغا، أغنى محمية للكوبالت في العالم. أنتجت الشركة ما يقدر بنحو ثلث إجمالي الإنتاج العالمي من الكوبالت في عام 2008.[39] وفي يوليو 2009، أعلنت CAMEC عن اتفاقية طويلة الأجل لتقديم كامل إنتاجها السنوي من تركيز الكوبالت من جبل موكوندو إلى شركة زيانغ الصينية لإنتاج الكوبالت والنيكل.[40]

كندا [عدل]

في عام 2017، كانت بعض شركات الاستكشاف تخطط لمسح مناجم الفضة والكوبالت القديمة في منطقة أونتاريو حيث يُعتقد وجود رواسب كبيرة.[41] وذكر رئيس بلدية كوبالت أن سكان كوبالت رحبوا بمساعي التعدين الجديدة، وأشاروا إلى أن قوة العمل المحلية سلمية ومتحدثة باللغة الإنجليزية، وأن البنية التحتية الجيدة ستتيح سهولة أكبر في الحصول على قطع الغيار اللازمة للمعدات أو الإمدادات الأخرى أكثر مما يمكن أن تكون وجدت في مناطق الصراع.

انظر أيضًا [عدل]

- كولتان
- اقتصاد جمهورية الكونغو الديمقراطية

المراجع [عدل]

1. ^ Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. صفحات 1117–1119. ISBN 0-08-037941-9.
2. ^ Cobalt, Encyclopædia Britannica Online. نسخة محفوظة 18 مايو 2015 على موقع واي باك مشين.
3. ^ Pulak, Cemal (1998). "The Uluburun shipwreck: an overview". *International Journal of Nautical Archaeology*. **27** (3): 188–224. doi:10.1111/j.1095-9270.1998.tb00803.x.
4. ^ Henderson, Julian (2000). "Glass". *The Science and Archaeology of Materials: An Investigation of Inorganic Materials*. Routledge. صفحة 60. ISBN 978-0-415-19933-9. مؤرشف من الأصل في 08 مارس 2020.
5. ^ Rehren, Th. (2003). "Aspects of the Production of Cobalt-blue Glass in Egypt". *Archaeometry*. **43** (4): 483–489. doi:10.1111/1475-4754.00031.
6. ^ Lucas, A. (2003). *Ancient Egyptian Materials and Industries*. Kessinger Publishing. صفحة 217. ISBN 978-0-7661-5141-3. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
7. ^ Dennis, W. H (2010). "Cobalt". *Metallurgy: 1863–1963*. صفحات 254–256. ISBN 978-0-202-36361-5. مؤرشف من الأصل في 21 يناير 2020.
8. ^ Georg Brandt first showed cobalt to be a new metal in: G. Brandt (1735) "Dissertatio de semimetallis" (Dissertation on semi-metals), *Acta Literaria et Scientiarum Sveciae* (Journal of Swedish literature and sciences), vol. 4, pages 1–10. See also: **(1)** G. Brandt (1746) "Rön och anmärkningar angäende en synnerlig färg—cobolt" (Observations and remarks concerning an extraordinary pigment—cobalt), *Kongliga Svenska vetenskapsakademiens handlingar* (Transactions of the Royal Swedish Academy of Science), vol. 7, pp. 119–130; **(2)** G. Brandt (1748) "Cobalti nova species examinata et descripta" (Cobalt, a new element examined and described), *Acta Regiae Societatis Scientiarum Upsaliensis* (Journal of the Royal Scientific Society of Uppsala), 1st series, vol. 3, pp. 33–41; **(3)** James L. Marshall and Virginia R. Marshall (Spring 2003) "Rediscovery of the Elements: Riddarhyttan, Sweden". *The Hexagon* (official journal of the Alpha Chi Sigma fraternity of chemists), vol. 94, no. 1, pages 3–8. نسخة محفوظة 28 مايو 2017 على موقع واي باك مشين.
9. ^ Wang, Shijie (2006). "Cobalt—Its recovery, recycling, and application". *Journal of the Minerals, Metals and Materials Society*. **58** (10): 47–50. Bibcode:2006JOM....58j..47W. doi:10.1007/s11837-006-0201-y.
10. ^ Weeks, Mary Elvira (1932). "The discovery of the elements. III. Some eighteenth-century metals". *Journal of Chemical Education*. **9**: 22. Bibcode:1932JChEd...9...22W. doi:10.1021/ed009p22.
11. ^ Ramberg, Ivar B. (2008). *The making of a land: geology of Norway*. Geological Society. صفحات 98–. ISBN 978-82-92394-42-7. مؤرشف من الأصل في 6 يوليو 2014. اطلع عليه بتاريخ 30 أبريل 2011.
12. ^ Cyclopaedia (1852). C. Tomlinson. 9 divs (المحرر). *Cyclopædia of useful arts & manufactures*. صفحات 400–. مؤرشف من الأصل في 1 مايو 2016. اطلع عليه بتاريخ 30 أبريل 2011.
13. ↑ أ ب Wellmer, Friedrich-Wilhelm; Becker-Platen, Jens Dieter. "Global Nonfuel Mineral Resources and Sustainability". United States Geological Survey. مؤرشف من الأصل في 8 يوليو 2017.
14. ↑ أ ب Westing, Arthur H; Stockholm International Peace Research Institute (1986). "cobalt". *Global resources and international conflict: environmental factors in strategic policy and action*. صفحات 75–78. ISBN 978-0-19-829104-6. مؤرشف من الأصل في 4 أكتوبر 2015.
15. ^ Livingood, J.; Seaborg, Glenn T. (1938). "Long-Lived Radio Cobalt Isotopes". *Physical Review*. **53** (10): 847–848. Bibcode:1938PhRv...53..847L. doi:10.1103/PhysRev.53.847.
16. ^ Wu, C. S. (1957). "Experimental Test of Parity Conservation in Beta Decay". *Physical Review*. **105** (4): 1413–1415. Bibcode:1957PhRv..105.1413W. doi:10.1103/PhysRev.105.1413.
17. ^ Wróblewski, A. K. (2008). "The Downfall of Parity – the Revolution That Happened Fifty Years Ago" (PDF). *Acta Physica Polonica B*. **39** (2): 251. Bibcode:2008AcPPB..39..251W. مؤرشف من الأصل في 5 مارس 2019.
18. ^ "Richest Hole In The Mountain" *Popular Mechanics*, May 1952, pp. 65–69. نسخة محفوظة 16 مايو 2016 على موقع واي باك مشين.
19. ^ Ptitsyn, D. A.; Chechetkin, V. M. (1980). "Creation of the Iron-Group Elements in a Supernova Explosion". *Soviet Astronomy Letters*. **6**: 61–64. Bibcode:1980SvAL....6...61P.
20. ^ Nuccio, Pasquale Mario and Valenza, Mariano (1979). "Determination of metallic iron, nickel and cobalt in meteorites" (PDF). *Rendiconti Societa Italiana di Mineralogia e Petrografia*. **35** (1): 355–360. مؤرشف من الأصل (PDF) في 29 مارس 2019.
21. ^ Holleman, A. F.; Wiberg, E.; Wiberg, N. (2007). "Cobalt". *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* (باللغة الألمانية) (الطبعة 102nd). de Gruyter. صفحات 1146–1152. ISBN 978-3-11-017770-1.
22. ^ Kerr, Paul F. (1945). "Cattierite and Vaesite: New Co-Ni Minerals from the Belgian Kongo" (PDF). *American Mineralogist*. **30**: 483–492. مؤرشف من الأصل (PDF) في 4 مارس 2016.
23. ^ Buckley, A. N. (1987). "The Surface Oxidation of Cobaltite". *Australian Journal of Chemistry*. **40** (2): 231. doi:10.1071/CH9870231.
24. ^ Young, R. (1957). "The geochemistry of cobalt". *Geochimica et Cosmochimica Acta*. **13**: 28–41. Bibcode:1957GeCoA..13...28Y. doi:10.1016/0016-7037(57)90056-X.
25. ^ Talhout, Reinskje; Schulz, Thomas; Florek, Ewa; Van Benthem, Jan; Wester, Piet; Opperhuizen, Antoon (2011). "Hazardous Compounds in Tobacco Smok". *International Journal of Environmental Research and Public Health*. **8** (12): 613–628. doi:10.3390/ijerph8020613. ISSN 1660-4601. PMC 3084482. PMID 21556207.
26. ^ Pourkhabbaz, A; Pourkhabbaz, H (2012). "Investigation of Toxic Metals in the Tobacco of Different Iranian Cigarette Brands and Related Health Issues". *Iranian Journal of Basic Medical Sciences*. **15** (1): 636–644. PMC 3586863. PMID 23493960.
27. ^ "Cobalt" (PDF). United States Geological Survey, Mineral Commodity Summaries. January 2016. صفحات 52–53. مؤرشف من الأصل في 14 يناير 2019.
28. ↑ أ ب Thomas Wilson (October 26, 2017). "We'll All Be Relying on Congo to Power Our Electric Cars". مؤرشف من الأصل في March 1, 2018.
29. ^ "African Mineral Production" (PDF). British Geological Survey. مؤرشف من الأصل (PDF) في 2 أبريل 2019. اطلع عليه بتاريخ 06 يونيو 2009.
30. ^ Mucha, Lena; Sadof, Karly Domb; Frankel, Todd C. (2018-02-28). "Perspective - The hidden costs of cobalt mining". *Washington Post* (باللغة الإنجليزية). ISSN 0190-8286. مؤرشف من الأصل في 10 أبريل 2019. اطلع عليه بتاريخ 07 مارس 2018.
31. ^ Todd C. Frankel (September 30, 2016). "THE COBALT PIPELINE: Tracing the path from deadly hand-dug mines in Congo to consumers' phones and laptops". Washington Post. مؤرشف من الأصل في 17 أبريل 2019.
32. ^ Crawford, Alex. Meet Dorsen, 8, who mines cobalt to make your smartphone work. *Sky News UK*. Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 07 سبتمبر 2018 على موقع واي باك مشين.
33. ^ Are you holding a product of child labour right now? (Video). *Sky News UK* (2017-02-28). Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 01 يوليو 2018 على موقع واي باك مشين.
34. ^ Frankel, Todd C. (2016-09-30). "Cobalt mining for lithium ion batteries has a high human cost". *واشنطن بوست*. مؤرشف من الأصل في 17 أبريل 2019. اطلع عليه بتاريخ 18 أكتوبر 2016.
35. ^ Child labour behind smart phone and electric car batteries. *Amnesty International* (2016-01-19). Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 21 سبتمبر 2018 على موقع واي باك مشين.
36. ^ Reisinger, Don. (2017-03-03) Child Labor Revelation Prompts Apple to Make Supplier Policy Change. *Fortune*. Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 04 مارس 2018 على موقع واي باك مشين.
37. ^ Frankel, Todd C. (2017-03-03) Apple cracks down further on cobalt supplier in Congo as child labor persists. *The Washington Post*. Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 01 يوليو 2018 على موقع واي باك مشين.
38. ^ Wellmer, Friedrich-Wilhelm; Becker-Platen, Jens Dieter. "Global Nonfuel Mineral Resources and Sustainability". مؤرشف من الأصل في 8 يوليو 2017. اطلع عليه بتاريخ 16 مايو 2009.
39. ^ "CAMEC – The Cobalt Champion" (PDF). International Mining. July 2008. مؤرشف من الأصل (PDF) في 3 مارس 2016. اطلع عليه بتاريخ 18 نوفمبر 2011.
40. ^ Amy Witherden (6 July 2009). "Daily podcast – July 6, 2009". *Mining weekly*. مؤرشف من الأصل في 3 مارس 2016. اطلع عليه بتاريخ 15 نوفمبر 2011.
41. ^ The Canadian Ghost Town That Tesla Is Bringing Back to Life. Bloomberg (2017-10-31). Retrieved on 2018-01-07. نسخة محفوظة 16 سبتمبر 2018 على موقع واي باك مشين.

مصادر مراجعات الأقران [عدل]

- Tracking the metal of the goblins: cobalt's cycle of use
- Comparative soil metal analyses in Sudbury (Ontario, Canada) and Lubumbashi (Katanga, DR-Congo)
- The combined effect of abandoned mines and agriculture on groundwater
- Recovery of copper and cobalt from ancient slag
- Excessive erythrocytosis, chronic mountain sickness, and serum cobalt levels
- Cobalt mining factory--diagnoses 1822-32
- Bioaccumulation of radionuclides in fertilized Canadian Shield lake basins
- Metal toxicity and the respiratory tract
- Role of cobalt, iron, lead, manganese, mercury, platinum, selenium, and titanium in carcinogenesis
- Cobalt metal inhalation studies on miniature swine

روابط خارجية [عدل]

ابحث عن cobalt في ويكاموس.

- Cobalt at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)
- Centers for Disease and Prevention – Cobalt
- The Cobalt Institute
- Responsible Cobalt Institute

في كومنز صور وملفات عن: كوبالت

ع·ن·ت الجدول الدوري

ع·ن·ت مركبات كوبالت

$CoBr_2$ · $Co(CN)_2$ · $CoCO_3$ · $CoCl_2$ · CoF_2 · CoF_3 · CoI_2 · $Co(NO_3)_2$ · CoO · $Co(OH)_2$ · CoS · $CoSO_4$ · Co_2O_3 · Co_3O_4

ع·ن·ت مكملات غذائية

ضبط استنادي	BNF: cb119794179 (data) · GND: 4070047-1 · LCCN: sh85027513 · NDL: 00566072
معرفات كيميائية	ECHA: 100.028.325 · NDF-RT ID: N0000022936 · CAS Number: 7440-48-4 · RTECS number: GF8750000 · ChEBI ID: 27638 · DSSTOX substance identifier: DTXSID1031040 · IEDB Epitope ID: 114073 · ZVG number: 7270 · EC no.: 231-158-0 · NIOSH Pocket Guide ID: 0146 · UNII: 3G0H8C9362

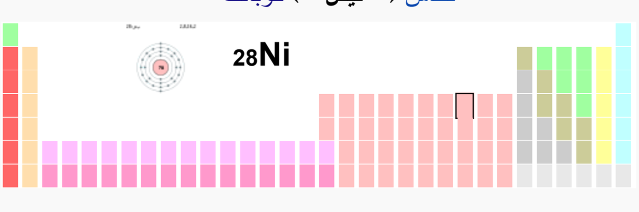
بوابة علم المواد | بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية

تصنيفات: كوبالت | اقتصاديات الموارد | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عمالة الأطفال | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | قوالب صحة ورشاقة | مبادرة الشفافية في مجال الصناعات الاستخراجية | مجتمعات تعدين في أفريقيا | مسرطنات المجموعة 2B حسب تصنيف الوكالة الدولية لأبحاث السرطان | معادن غذائية | مواد مغناطيسية حديدية

نيكل

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نحاس ← **نيكل** → كوبالت



المظهر

رمادي فلزي ذو بريق ذهبي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيكل، 28، Ni
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	10، 4، d
الكتلة الذرية	58.6934(4) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^1$ $3d^9$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 17, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.908 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.81 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1728 ك، 1455 °س، 2651 °ف
نقطة الغليان	3186 ك، 2913 °س، 5275 °ف
حرارة الانصهار	17.48 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	377.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.07 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1783	1950	2154	2410	2741	3184

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4[1], 3, **2**, 1, [2], -1 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.91 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 737.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1753.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3395 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	124 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	124±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	163 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية
مقاومة كهربائية	69.3 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	90.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	13.4 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) 4900 متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	200 غيغاباسكال
معامل القص	76 غيغاباسكال
معامل الحجم	180 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.31
صلادة موس	4.0
صلادة فيكرز	638 ميغاباسكال
صلادة برينل	700 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-02-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر النيكل

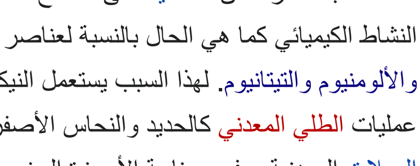
النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{58}Ni	68.077%	^{58}Ni هو نظير مستقر وله 30 نيوترون			
^{59}Ni	نادر	76000 سنة	ε	-	^{59}Co
^{60}Ni	26.223%	^{60}Ni هو نظير مستقر وله 32 نيوترون			
^{61}Ni	1.14%	^{61}Ni هو نظير مستقر وله 33 نيوترون			
^{62}Ni	3.634%	^{62}Ni هو نظير مستقر وله 34 نيوترون			
^{63}Ni	مصطنع	100.1 سنة	β^-	0.0669	^{63}Cu
^{64}Ni	0.926%	^{64}Ni هو نظير مستقر وله 36 نيوترون			

ع·ن·ت

النيكل (Nickel) هو عنصر كيميائي له الرمز **Ni** والعدد الذري 28 في الجدول الدوري للعناصر، وهو فلز أبيض فضي بمظهر ذهبي خفيف وهو أحد المواد المغناطيسية في درجة حرارة الغرفة.[3][4][5] يرجع استخدام هذا العنصر لعام 3500 ق.م. ولكن تم فصله لأول مرة على يد العالم السويدي أكسل فريدريك كرونستيدت الذي أخطأ في اعتقاده أنه خام معدن النحاس. أهم الخامات لهذا المعدن هو الليدرايتس الذي يتضمّن الليمونيت والجارنيرايت والبنتلانداريت. أكبر مواقع إنتاج هذا المعدن تقع في منطقة سادبوري في كندا ونيو كاليدونيا في روسيا. يمتاز المعدن بمقاومته للتآكل ولذلك له استخدامات كثيرة في السبائك كطلاء للسبائك وفي تصنيع العملات المعدنية والمغناطيس والعديد من الأدوات المنزلية والطبية وكعامل حفز في عملية الهدرجة وفي العديد من التطبيقات الأخرى. في بعض الأنواع من الحياة يستخدم النيكل كمركز نشط لتصنيع الأساس المعدني. يُعد معدن النيكل العنصر الثاني والعشرين من حيث الوفرة في القشرة الأرضية كما يعد المعدن السابع بالنسبة لوفرة العناصر الانتقالية. بالرغم من وجود كثير من المعادن التي تحتوي على عنصر النيكل، إلّا أن معادن الكبريتيد والأكاسيد تُعد أهم المعادن الرئيسية اقتصادياً.

محتويات [أخف]

الخواص [عدل]


النيكل

النيكل فلز ذو لون أبيض فضّي لامع، ينتمي إلى الفلزات الانتقالية وهو أحد المواد الأربعة المغناطيسية في درجات الحرارة والضغوط العادية. فلز النيكل قاسٍ وقابل للطرق. يوجد غالباً في الطبيعة مع الكبريت والحديد في البنتلاندايت أو الكبريت في الميلليرايت أو الزرنيخ والكبريت في النيكل جالينا أو مع الخارصين في المناجم.

النيكل عنصر نشيط كيمائياً بشكله الحر، فيتفاعل مع أكسجين الهواء الجوي ببطئ في درجات الحرارة والضغوط العادية مشكلاً طبقة عازلة من الأكسيد على السطح تخفف من مدى النشاط الكيميائي كما هي الحال بالنسبة لعناصر الكروم والألومنيوم والتيتانيوم. لهذا السبب يستعمل النيكل غالباً في عمليات الطلي المعدني كالحديد والنحاس الأصفر وفي سك العملات المعدنية، وفي صناعة الأجهزة المخبرية والطبية والكيميائية أيضاً وفي أنواع محددة من السبائك كسبيكة الفضة الألمانية.

يعد النيكل عنصراً هاماً في السبائك التي يكونها خصوصا السبائك الفائقة مثل وتحديداً الفولاذ الغير قابل للصدأ.

يملك النيكل عدة أرقام أكسدة، أكثرها شيوعاً +2، بالإضافة إلى 0 و+1 و+3 و+4 والتي غالباً ما تلاحظ في معقدات النيكل ويظهر في بعض الأحيان بحالة التأكسد +6 ولكن هذا لم يتبين بشكل قاطع.

للنيكل خواص مغناطيسية بطبيعته، ويترافق وجوده غالباً مع الكوبالت، حيث يوجد كلاهما في الحديد الموجود في النيازك.

البنية الذرية للنيكل هي مكعب ذو معامل شبكي 0.352 نانومتر لذلك نصف قطره الذري 0.125 نانومتر.

تاريخه [عدل]

نتيجة تشابه خام النيكل مع خام الفضة فكثيرا ما كان يتم الخطأ بينهما، ولذلك يرجع تاريخ استخدام النيكل وفصله إلى عصور قريبة. على الرغم من ذلك فقد استخدم النيكل بطريقة غير مقصودة في العصور القديمة ويرجع تاريخ استخدامه إلى 3500 ق.م. فكان البرونز الذي يستخرج من سوريا -حاليا- يحتوي على 2% نيكل. فضلا عن ذلك فهناك أوراق صينية أقرّت تأليف الصينيون النيكل ـ دون أن يكتشفوه ـ ما بين عامي 1700 و 1400 ق.م. كمكوّن أساس لمادة " باي ثنج " (Pai - Thung) التي تعني النحاس الأبيض، والتي تتكوّن من 40 % نحاس، 32 % نيكل، 25 % زنك، 3 % حديد، وتشبه الفضة في شكلها. ومنذ ذلك الحين لم تظهر مادة (بأي ـ ثنق) في أوروبا إلّا في القرن السابع عشر وبنسب ضئيلة جدا ولكن محتويات السبيكة من النيكل لم تكتشف إلّا عام 1822.

في ألمانيا وجد خام أحمر في جبال الخام وتم تجميعها على أساس أنها خام النحاس وعندما لم يستطع خبراء التعدين الحصول على خام النحاس منها اعتقدوا أن هذا بسبب أشباح مؤذية من الأساطير الألمانية تمنع الخبراء من استخراج النحاس من هذا الخام وسموه "كوبفر نيكل" حيث تعني "كوبفر" النحاس وتعني نيكل شيطان. وسمي بعد ذلك هذا الخام باسم النيكلاين أو النيكولايت.

وقد كان هذا الاعتقاد سبباً في الاكتفاء بكلمة "نيكل" كاسم لهذا الفلز بواسطة العالم السويدي أكسيل كرونستد الذي أفلح في استخلاص فلز النيكل ـ ولكن بصورة غير عالية النقاوة ـ من خام الجرسدورفايت والتعرّف عليه عام 1751 م، وفي عام 1775 م تمكّن بيرجمان من التعرف على النيكل كفلز منفصل يختلف عن النحاس. تلا ذلك عام 1804 م استخلاص فلز النيكل بدرجة نقاوة عالية بواسطة الكيميائي ريتشر مما جعله يلم بتفاصيل أكثر عن صفاته الكيميائية، والفيزيائية ممهداً الطريق لوضع الفلز ضمن المجموعة الفرعية الثامنة من مجموعات العناصر الانتقالية التي تقع بين المجموعتين الرئيسيتين الثانية والثالثة من الجدول الدوري للعناصر، بعد الحديد والكوبلت، الذين يشبهانه في كثير من الصفات.

وقد ساعد التشابه الكبير بين الفضة وسبيكة النحاس ـ نيكل المعروفة بالنحاس الأبيض التي كان ينتجها الصينيون منذ العصور الوسطى في ازدهار تجارة النيكل، خاصة وأن السبيكة المشار إليها أقل ثمناً من الفضة، حيث شهدت الفترة من 1830 إلى 1839 م إنتاج كميات تجارية من تلك السبيكة في ألمانيا وإنجلترا، أُطلق عليها الفضة الألمانية أولاً وفضة النيكل لاحقاً.

لذلك تطور هام في صناعة السبائك المحتوية على النيكل عندما أصدرت الولايات المتحدة الأمريكية عام 1851 م عملة من سبيكة نحاسية تحتوي 12% نيكل، ثم تبعتها دول أخرى لتزدهر تجارة النيكل بشكل ملحوظ. أصدرت العملات الخالصة من النيكل أول مرة في عام 1881 في سويسرا.

بعد اكتشاف النيكل كعنصر جديد كان مصدر النيكل الوحيد هو الكوبفرنيكل النادر ولكن بعد عام 1824 تم الحصول على النيكل كنتيجة ثانوية من تصنيع الكوبالت الأزرق. كانت النرويج أكبر منتج للنيكل والتي استثمرته عام 1846.

دخل النيكل في صناعة الصلب عام 1889 وزاد الطلب على النيكل وزودت نيو كاليدونيا -تم اكتشاف النيكل بها عام 1865- العالم بالنيكل في الفترة بين 1875 و1915.

اكتشف المخزون الكبير من النيكل حول العالم في سادبوري في كندا عام 1883 ثم في نوريسلك-تالناخ في روسيا عام 1920 ثم في جنوب أفريقيا عام 1924 مما جعل إنتاج كميات كبيرة من النيكل ممكنا.

موقعه [عدل]

وجوده في البيئة:

يوجد النيكل في صخور القشرة الأرضية بتركيز يبلغ حوالي 90 ملغراماً لكل كيلوغرام. وتوجد كميات من النيكل-59 mg/Lكما يبلغ تركيزه في مياه البحر حوالي 2 ملغراماً لكل لتر والنيكل-63 بمقادير ضئيلة في أنحاء العالم وذلك من السقط النووي المشعَ. ويمكن كذلك أن يوجد في منشآت نووية معينة كمادة ملوثة من تشغيل المفاعلات ومن معالجة الوقود المستنفد. ويعد النيكل عموماً واحداً من المعادن المشعة الأقل حراكاً في البيئة. كما وتعد النسبة النمطية لتركيز النيكل في النباتات بالنسبة لتركيزها في التربة منخفضةً, وتقدر بحوالي 0.06 (أو 6%). كذلك يلتصق النيكل بشكل جيد جداً بالتربة.

ويفوق تركيز النيكل المرتبط بالتربة الرملية نمطياً ما مقداره حوالي 400 ضعف تركيزه في المياه الخلالية (في الفراغات المسامية ما بين جزيئات التربة)؛ حتى أنه (أي النيكل) يرتبط بشدة أكبر مع التربة الطينية حيث يمكن لنسب التراكيز أن تتجاوز 600. وهكذا، فلا يعد النيكل عاملاً ملوثاً رئيسياً في المياه الجوفية

تكون أعلى تراكيز النيكل في هانفورد في المناطق التي تحتوي على نفايات DOE في مواقع وزارة الطاقة ناجمة عن معالجة الوقود المشع. وبشكل رئيسي في المعدات المرتبطة بالوقود المستنفد.

استخداماته [عدل]

يعد النيكل عنصرا من العناصر المكونة لـ السبائك المعدنية بالإضافة إلى أنه مكون أساسي للفولاذ المقاوم للصدأ الذي لا ينتمي إلى أسرة سبائك النيكل بل ينتمي إلى أسرة الصلب. يمكن تصنيف سبائك النيكل إلى ثلاث فئات:

سبائك الحديد والنيكل: فهي تستخدم لخصائصها الفيزيائية حيث تحتوي سبيكة الحديد والنيكل (FeNi) على 36% من النيكل وهي غير قابلة للتمديد عند درجة حرارة أقل من 200°م، فهو يستخدم في فيزياء درجات الحرارة المتدنية، في فيزياء الليزر (العناصر الهيكلية) أو على شاشات التلفزيون. تستخدم الخصائص الفيزيائية لسبائك الحديد والنيكل في الاستفادة من الخصائص المغناطيسية (سبائك ذات نفاذية مغناطيسية عالية، سبائك مغناطيسية) وأهم خاصية لدى سبائك الحديد والنيكل خاصية التمدد(سبائك غير قابلة للتمدد أو سبائك ذات التمدد البسيط).

سبائك النحاس والنيكل: وتحتوي على مقاومة جيدة لـ التآكل في وسط أساسي أو حمضي ولها استعداد جيد للتشكيل والالتحام.

السبائك الفائقة: وتصنف ضمن عائلة السبائك ذات تركيبة معقدة نظرا لطبيعة النيكل (الكوبالت) حيث تقدم مقاومة جيدة لالتآكل الجاف في درجة حرارة عالية ولديها خصائص ميكانيكية جيدة وهي المواد المفضلة للتوربين (ملاحة جوية،الطيران)، وبعض الغلايات.

ظهر تطوير هذه السبائك في محركات الطائرات منذ منتصف القرن 20.

تستعمل أملاح النيكل (هيدروكسيد الكربونات، الكلوريد، السولفات...) في مختلف الصناعات مثل الالكترونيك،المحفزات، الطلاء الكهربائي.

يستخدم النيكل أيضا في الأقطاب الكهربائية خاصة القطب السالب (الكاثود) مثل النيكل-ثاني أكسيد المنغنيز وفي البطاريات الكهربائية مثل النيكل-كاديوم، النيكل والمعادن، النيكل والزنك.

كما أنه يستخدم في بعض السلاسل، في المجوهرات مع الذهب للحصول على قوة أفضل وألوان أصلية. كما يُستخدم أيضا مع النحاس حيث يعطي معه لونا ورديا مصفر أماالذهب مع النيكل يعطي الذهب الأبيض.

يُستخدم النيكل في الأعمال الهيكلية والتغطية الكهربائية لمقاومته الصدأ. وتستخدم المطابع كثيراً ألواح طباعة مغطاة بالنيكل لتستطيع احتمال الاستعمال الشديد. انظر: الطلاء بالكهرباء. ويكوِّن بيروكسيد النيكل مادة موجبة فعالة في مركم أديسون (البطارية المشحونة)، كما يستعمل النيكل في مركم الكادميوم والنيكل. انظر: البطارية.

ومن استخدامات النيكل الهامة تنشيط تفاعلات كيميائية معيّنة بطريقة الحفز. انظر: الحفز. ولا يتغير النيكل نفسه خلال هذه العملية ويمكن تكرار استعماله. ويستخدم النيكل حفازًا في عملية تسمى الهدرجة إذ يساعد النيكل بعض المكونات العضوية على الاتحاد مع الهيدروجين لتكوين مكونات جديدة. وتُنتج الهدرجة زيتًا نباتيًا جامدًا للطهي. انظر: الهدرجة.

الاستخراج والتنقية [عدل]

يعد البنتلانديت، وهو مزيج من الكبريت والحديد والنيكل، المصدر الرئيسي لفلز النيكل. وهناك مصادر أخرى هي الميلريت والنيكوليت. وتُعتبر روسيا، وكندا، ونيوكاليدونيا، وأستراليا، وإندونيسيا، من الدول الرائدة في إنتاج النيكل.

مصدره [عدل]

يوجد النيكل بشكل طبيعي في خامات متنوعة وعلى نطاق أقل في التربة. ويوجد في معادن مثل الغارنيريت والبليرايت (كبريت النيكل) و النيكولايت والبينتلاندايت والبيروتيت، مع الإشارة إلى كون الاثنين الأخيرين خامتين رئيسيتين.

و قد تمّ أيضاً اكتشافه في أغلب النيازك, و غالباً ما يفيد كأحد معايير تمييز النيزك عن المعادن الأخرى. و يجري تعدين معظم الإمداد العالمي من النيكل في كندا، كما يشمل هذا الإمداد مصادر أخرى مثل كوبا والاتحاد السوفييتي السابق، والصين وأستراليا. ولا تمتلك الولايات المتحدة توضُعات كبيرة من النيكل إذ يقدر إنتاجها بأقل من نسبة 1% من الإنتاج العالمي السنوي. و تستورد الولايات المتحدة معظم النيكل المستخدم لديها، كما أن حوالي 30% من الاستهلاك السنوي للنيكل يأتي من مصادر معادة التدوير (Recycled).

يتم إنتاج كلا نظيري النيكل المشعَين المتَصفين بأهمية كامنة بواسطة تنشيط نتروني لمكوُنات في المفاعلات النووية. فحينما ينشطر نكليد انشطاري مثل اليورانيوم-235, فإنه ينفصم بشكل عام على نحو لا تناظري إلى شدفتين كبيرتين (بمعنى ناتجين انشطاريين يتصفان بعدد كتلة يقع في حدود ما asymmetrically بين 90 إلى 140) بالإضافة إلى نترونين أو ثلاثة. (عدد الكتلة هو مجموع عدد البروتونات والنترونات في نواة الذرّة). ويمكن أن تسبب هذه النترونات انشطارات إضافية (تولِد تفاعلات متسلسلة)، فتفلت من المفاعل، أو تُشَعِع المواد القريبة. هذا، ويتألف عدد من مكونات المفاعل من سبائك مختلفة من الفولاذ وتحتوي على الكروم والمنغنيز والنيكل والحديد والكوبالت، وتستطيع هذه العناصر أن تمتص النترونات مُسببةً نظائر مشعة تتضمَن النيكل-59 والنيكل-63. ويعد كل من النيكل-59 والنيكل-63 نكليدات مشعة الوقود)وفي النفايات المشعة ذات شأن في الوقود النووي المستنفد باعتباره مكوِناً لعتاد المصاحبة للمفاعلات النووية العاملة ولمحطات معالجة الوقود. ويوجد النيكل-63 بتراكيز أعلى بكثير من النيكل-59

نظائره [عدل]

نيكل58.

نيكل59

نيكل60

نيكل62

أهميته [عدل]

يعد معدن النيكل العنصر الثاني والعشرين من حيث الوفرة في القشرة الأرضية، كما يعد المعدن السابع بالنسبة لوفرة العناصر الانتقالية، وعلى الرغم من وجود كثير من المعادن التي تحتوي على عنصر النيكل، إلا أن معادن الكبريتيد والأكاسيد تعد أهم المعادن الرئيسية لإنتاجه.

الجدير بالذكر أن معدن النيكل يستخدم بشكل رئيسي في صناعة السبائك المختلفة حيث يمكن خلطه مع كثير من الفلزات مثل النحاس، والمنجنيز، والحديد، والكروم، ويستخدم خاصة في السبائك غير الحديدية والصلب لتحسين جودتها من حيث المتانة، ومقاومة التآكل، والصلادة وخصائصه الجيدة عند درجات الحرارة العالية

سيرورته في الجسم [عدل]

يمكن للنيكل أن يدخل الجسم عن طريق تناول الطعام، أو شرب المياه أو استنشاق الهواء. ويعد الامتصاص المعوي المعدي من الغذاء أو الماء المصدر الأساسي للنيكل المترسب داخلياً بين عموم السكان. ويتم امتصاص حوالي 5% من الكمية المبتلعة إلى مجرى الدم عبر الأمعاء، بينما يمكن امتصاص ما نسبته تتراوح بين 20-35% عن طريق الرئتين. ويتم التخلص سريعاً مما نسبته 68% من النيكل الذي يصل إلى الدم وذلك في البول، بينما يتبقى 2% منه في الكليتين حيث يكون عمر النصف البيولوجي له قصيراً جداً ويساوي 0.2 من اليوم (أي حوالي 5 ساعات). أما ال 30% المتبقية فهي تتوزع في بقية أنسجة الجسم، بما في ذلك الكليتين، وتتم تصفيتها بعمر نصف بيولوجي يساوي 1200 يوم. (هذه المعلومة تخصُ موديلات مبسَّطة لا تعكس إعادة توزيع انتقالية).

خطورته [عدل]

تأثيراته الصحية الأساسية [عدل]

يعد النيكل خطراً على الصحة فقط في حال دخوله إلى الجسم. ولا يعد التعرض الخارجي لأشعة غاما أمراً مقلقاً وذلك لكون نظيري النيكل هذين لا يصدران أشعة غاما بكمية مهمة. إذ أن النيكل-63 يضمحل عن طريق إصداره جسيم بيتا كما أن النيكل-59 يضمحل عن طريق أسر إلكترون، يتم فيه إصدار أشعة غاما منخفضة الطاقة. أما في الجسم، فإن النيكل يمثل خطراً صحياً بسبب جسيمات بيتا وأشعة غاما؛ ويرتبط القلق الصحي الأساسي بالاحتمال المتزايد للتسبب بنشوء السرطان.

المركز الدولي لبحوث السرطان **circ** يصنف النيكل من المواد المسببة لسرطان عند الإنسان، التعرض المزمن للنيكل هو أحد عوامل الخطر للإصابة بـ سرطان الرئة.

النيكل هو أكثر المعادن المسببة للحساسية (12% من السكان مصابون بالحساسية نتيجة استخدامهم المفرط للنيكل حيث تصاب غالبية النساء بـ الاكزيما نتيجة استعمالهم للمجوهرات والاكسسوارات التي تحتوي على النيكل. ولهذا السبب تم استبعاده لسبائك النيكل المستخدمة للعملات الأوروبية الجديدة.

معاملات الخطورة الإشعاعية [عدل]

يوضح هذا الجدول بعض القيم لمعاملات الخطورة بالنسبة للاستنشاق والابتلاع. تم استخدام أنماط امتصاص افتراضية موصى بالنسبة للاستنشاق، وتم كذلك استخدام قيم غذائية بالنسبة للابتلاع. وقد أخذت قيم الخطورة بالنسبة للوفاة بالسرطان وفقاً للعمر لكل وحدة إدخال، بأخذ معدلها بالنسبة لجميع الأعمار ولكلا الجنسين. (تساوي جزءاً من تريليون جزء). وتتاح أيضاً قيم أخرى، بما في ذلك ما يخص الوفيات.

نظائر النيكل الأكثر خطورة [عدل]

نيكل-59 نيكل-63

لقد تم حساب معاملات خطورة الوفاة بالسرطان حسب الفئة العمرية فيما يخص جميع النكليدات المشعة، بما في ذلك النيكل. وبينما تبدو المعاملات بالنسبة للابتلاع منخفضة نوعاً ما بالمقارنة مع ما يقابلها بالنسبة للاستنشاق، فإن الابتلاع بشكل عام يشكل أكثر الوسائل شيوعاً كطريقة للدخول إلى الجسم. وعلى غرار بقية النكليدات المشعة، تعادل معاملات الخطورة فيما يخصُّمياه الصنبور ما نسبته حوالي 70% مقارنة بما يقابلها في حالة الابتلاع الغذائي.

وبالإضافة إلى الآثار الإشعاعية المحتملة، فقد تبيَّن أنّ النيكل يسبب نقصاناً في وزن الأعضاء ووزن الجسم لتقدير التأثيرات Toxicity value لدى الحيوانات، وبخاصّة عند الجرعات الكبيرة. ويطلق على قيمة السمية. (وهي تقييم قيمة) لأعلى Reference dose غير السرطانية المحتملة مصطلح هو الجرعة المرجعية جرعة يستطاع تناولها يومياً دون التسبب بأثر مضاد.

قيمته المعدنية [عدل]

يشير النيكل إلى قيمة نقدية 500 في عملة الولايات المتحدة الأمريكية.

منذ حوالي قرن، كانت العديد من القطع النقدية الفرنسية مصنوعة من النيكل أو تحتوي على النيكل مثل 5 فرنك فرنسي، كما يحتوي برج ايفل من تصميم (**joaquin jimene** و**frederic joubert**) على النيكل.

المراجع [عدل]

1. ^ M. Carnes; et al. (2009). "A Stable Tetraalkyl Complex of Nickel(IV)". *Angewandte Chemie International Edition*. **48**: 3384. doi:10.1002/anie.200804435. Explicit use of et al. in: |author= (مساعدة)
2. ^ S. Pfirrmann; et al. (2009). "A Dinuclear Nickel(I) Dinitrogen Complex and its Reduction in Single-Electron Steps". *Angewandte Chemie International Edition*. **48**: 3357. doi:10.1002/anie.200805862. Explicit use of et al. in: |author= (مساعدة)
3. ^ "معلومات عن نيكل على موقع id.ndl.go.jp". id.ndl.go.jp. مؤرشف من الأصل في 8 أبريل 2020.
4. ^ "معلومات عن نيكل على موقع thes.bncf.firenze.sbn.it". thes.bncf.firenze.sbn.it. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.
5. ^ "معلومات عن نيكل على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 5 يوليو 2019.

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Esperanto
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
日本語
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 184
عدل الوصلات

نحاس

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر نحاس (توضيح).

ميّز عن نحاس أصفر.

زنك ↑ نحاس ← نيكل
29Cu
- ↑ Cu ↓ Ag

المظهر

أحمر برتقالي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نحاس، 29، Cu
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	11، 4، d
الكتلة الذرية	63.546 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^{10}$ $4s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.94 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	8.02 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1357.77 ك، 1084.62 °س، 1984.32 °ف
نقطة الغليان	2835 ك، 2562 °س، 4643 °ف
حرارة الانصهار	13.26 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	300.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.440 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1509	1661	1850	2089	2404	2834

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	+1، **+2**، +3، +4 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.90 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 745.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1957.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3555 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	128 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	132±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	140 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	16.78 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	401 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	16.5 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) (مخمّر) 3810 متر·ثانية$^{-1}$
معامل يونغ	110–128 غيغاباسكال
معامل القص	48 غيغاباسكال
معامل الحجم	140 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.34
صلادة موس	3.0
صلادة فيكرز	369 ميغاباسكال
صلادة برينل	874 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-50-8
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر النحاس	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{63}Cu	69.15%	^{63}Cu هو نظير مستقر وله 34 نيوترون			
^{65}Cu	30.85%	^{65}Cu هو نظير مستقر وله 36 نيوترون			

ع · ن · ت

النحاس عنصر كيميائي يدخل في تركيب العديد من السبائك حيث يضاف مثلا للذهب بكميات قليلة لإعطاء الذهب الصلابة الكافية في تصنيع المصاغ، كما تصنع منه سبيكة مع الزنك تسمى البراص أو النحاس الأصفر، وكان يصنع منه في العصور الوسطى الدروع الحربية، بعض الأجهزة والمعدات الموسيقية.[1][2][3] بسبب كونه موصلاً جيدًا للكهرباء، يستخدم النحاس اليوم في صناعة الأسلاك والكابلات الكهربائية والأجهزة الألكترونية، ويستخدم في مواد البناء بسبب مقاومته للتآكل، كما يدخل أيضا في صناعة النقود المعدنية والمجوهرات.

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

اكتشف الإنسان قديما **النحاس** وقام باستخدامه في ميادين شتى يتواجد في الطبيعة على عدة اشكال منها ما يكون على سبيل المثال على شكل قطع حمراء مختلطة بصخور منذ أكثر من الف سنة ولا يصلح لاستخدام اوصنع الأدوات منه عندما يكون في شكل فقاعات هوائية وقد تم حل هذه المشكلة من طرف سكان الرافدين وقاموا بعد ذلك في استخدامه في الأغراض المعيشية. ولقد قام الإنسان بعملية صهر النحاس وفي الألف السادسة قبل الميلاد اعتبر صهر النحاس بفن من الفنون ونتيجة ذلك العمل شكلت الأدوات المعدنية وذلك بصب الفلز المصهور في قوالب مكونة أو مصنوعة من الحجر.لتوصيل مياه الشرب وتمريرها احتاج الناس إلى انابيب وقد كانت الانابيب من النحاس وأول من استعمل ذلك المصريون القدامى وأيضا استعملوا النحاس في استخدام وصنع الانابيب لتمرير القاذورات والفضلات، وتم العثور على 1300 قدم من الانابيب الأثرية النحاسية بوسيلة التنقيبات الأثرية في معبد هرم أبي صير (الأسرة الخامسة 2750-2625)كما عثر بعد ذلك على انابيب تشبه إلى حد كبير التي تم الحصول عليها سابقا وذلك في قصر كنوسوس بجزيرة تسمى كريت (1700-1400 قبل الميلاد)، عندما تعرف الإنسان على النحاس جيدا عرف طرق استخلاص النحاس وغيره من الفلزات وخاماتها وقام باستعماله في في مهن وحرف كصنع النقود واواني الطعام والحلي، وكذلك قاموا باستغلاله في اللحام لمعدن الحديد، وبعد ذلك استعمل بشكل واسع في طلاء السفن الخشبية وبالتالي السفينة لاتتعرض للتلف.

النحاس [عدل]

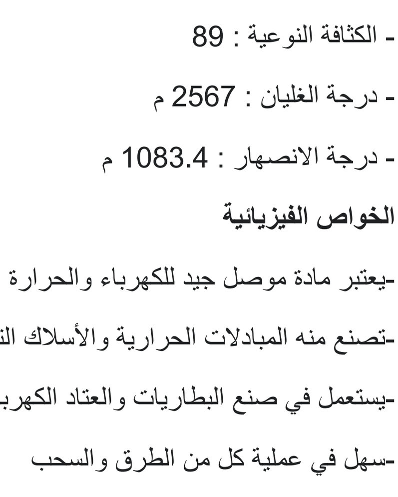
يعتبر النحاس من أول معادن تم استخدامه واستعماله من طرف الإنسان وثاني المعادن من حيث تعدد المنافع بعد الحديد وقد تم اكتشافه منذ أكثر من (عشرة آلاف عام) قبل الميلاد. وهو عبارة عن فلز محمر اللون يتغير لونه وخصائصه عندما يتحد مع عناصر أخرى مشكلاً مركبات مختلفة، ويرجع اسم واشتقاق النحاس إلى الاصول من الاسم اللاتنى لجزيرة قبرص (Cyprus) وسمى الخام (Cyprium) ثم حرف على مدى السنين إلى (Cyprum). يتواجد في الطبيعة في عدة صور اما منفردة أو متحدة منها على سبيل المثال أكاسيد، يتم الحصول على جزءه النقي بواسطة بالكهرلة أو التحليل الكهربائي. والنحاس مادة لينة قابلة للطرق تتفاعل كيميائيا أو فيزيائيا مع المصدر الخارجي وهو الجو مكونة الصدأ يعرف باكسيد النحاس الذي يتميز أيضا بلون الأخضر إضافة إلى المادة السامة. بالإضافة إلى مميزاته انه بطيء التفاعل مع الأحماض المخففة.

ذكر النحاس في القرآن الكريم

قال تعالى : **(آتوني زبر الحديد حتى إذا ساوى بين الصدفين قال انفخوا، حتى إذا جعله ناراً قال آتوني أفرغ عليه قطراً)** سورة الكهف : 96 بحيث أمر القرآن الكريم الذي هو تبيان لكل شيء في القصة المعروفة التي ذكرت في سورة الكهف.

أمر ذي القرنين بأن يأتوه بقطع الحديد الضخمة، فأتوه إياها، فأخذ يقوم بأبناء شيئا فشيئا حتى جعل ما بين جانبي الجبلين من البنيان مساوياً لهما في العلو ثم قال للذين يبنون : انفخوا بالكير في القطع الحديدية الموضوعة بين الصدفين فلما تم ذلك وصارت النار عظيمة، قال للعمال للذين يتولون أمر النحاس من الإذابة وغيرها: آتوني القطر وهو النحاس المذاب أفرغه عليه فيصير مضاعف القوة والصلابة، وهي طريقة استخدمت حديثاً في تقوية الحديد، فوجدوا حديثا ان إضافة النحاس أو القطر إلى الحديد يضاعف من قوة السبائك.

الخواص الكيميائية [عدل]



- الرمز الكيميائي: Cu
- يقع النحاس في المجموعة الحادي عشر والدورة الرابعة في الجدول الدوري للعناصر.
- رقمه الذري هو 29
- ووزنه الذري 63.5
- شكله بلوري
- الصلابة :تتراوح صلابته من 2.5 -3
- الكثافة النوعية : 89
- درجة الغليان : 2567 م
- درجة الانصهار : 1083.4 م

الخواص الفيزيائية

-يعتبر مادة موصل جيد للكهرباء والحرارة

-تصنع منه المبادلات الحرارية والأسلاك التوصيل الكهربائي

-يستعمل في صنع البطاريات والعتاد الكهربائي كا الوشيعة الكهربائية

-سهل في عملية كل من الطرق والسحب

-يتأثر بالهواء

-يتغطى سطحه بغشاء لونه أخضر مع مرور الوقت يعطيه قيمة جمالية وتاريخية

-يعتبر أشد المعادن توصيلاً للكهرباء بعد الفضة

الأهمية الغذائية للنحاس

-(1) يدخل في تركيب الكثير من الإنزيمات ،وبذلك يحافظ على نشاط وصحة القلب على صحة القلب والعظام والأعصاب والدماغ والكريات الحمراء

-(2)يساعد على استخراج الطاقة من الطعام، وينتج مواد مشابهة للهرمونات تساعد على تنظيم ضغط الدم ونبضات القلب وعلى سرعة التئام الجروح

-(3) يساعد في تخفيف الآلام ومعالجتها - يحمي الخلايا من التأكسد، ومنه يساعد الجسم في مقومة الإمراض المزمنة كالسرطان والإمراض القلبية وإمراض الشيخوخة[بحاجة لمصدر]

-(4) عنصر قوي وجيد في تقوية العظام وجعلها أكثر صلابة ونقصه يؤدي إلى ظهور مرض هشاشة العظام

-(5) عنصر ضروري يدخل في تكوين الجلد ومقامة الإمراض الجلدية

-(6) عنصر مهم يساهم في امتصاص الصحيح لمعدن الحديد وبالتالي إذا لم يحصل الجسم على المقدار الكافي للنحاس فإن ذلك ينعكس سلبا على إنتاج الهيموجلوبين (خضاب الدم الأحمر)وبتالي يؤدي إلى مرض فقر الدم

-(8)من المعروف ان الخلايا البيضاء تقاوم العدوى وبذلك إن نقص النحاس يعطل الخلايا البالعة في مقاومتها للمرض.

-(9)يدخل في تركيب الجلد والشعر وبتالي هو المسئول عن تلوين الشعر والجلد

-(10) يدخل في تكوين المفاصل والأعصاب وهو المسئول عن حاسة التذوق

-(11) للنحاس دوره في إنتاج الطاقة مصادر الحصول على النحاس هي: اللحوم وصفار البيض، السمسم، كبد الحيوان، بذر دوار الشمس، نخالة الحبوب، دبس السكر، بذر اليقطين، الجوز، المحار البحرية، الفستق السوداني، اللوز، سمك التونا، القمح الكامل، جوز الهند، المشمش المجفف، القريدس، الأجاص المجفف، الدراق المجفف، الجينة، العدس، التين المجفف، الحليب، الفاصوليا، البلح

سبائك النحاس يدخل النحاس في صناعة أنواع متعددة جدًا من السبائك. ويوجد نوعان للنحاس هما النحاس الأصفر Brass والبرونز Bronze.

- النحاس الأصفر: وهو سبيكة من النحاس و الزنك وهو مقاوم للعوامل الجوية والمواد الكيميائية ويمكن بذلك صبه وتلميعه كما يمكن أن يحتوي على عدة ألوان تتروح من الأحمر إلى الأصفر إلى الأبيض حسب نسبة الخارصين فيه.
- البرونز:وهو سبيكة من النحاس والقصدير، ويتميز بأنه مقاوم للمواد الكيمائية وشديد الصلابة، وتتكون بإضافة القصدير بنسبة 40% مما يجعلها تتصف بالمرونة.

الاستخدامات [عدل]

بما أن النحاس مصدر مهم في حد ذاته لطبيعة والبشرية تعددت استعمالاته واستخداماته.

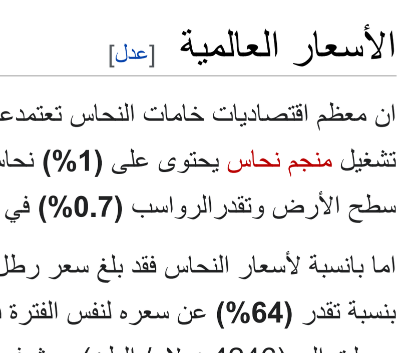
1. *صناعة الكهرباء* يستخدم في صناعة الكهربائية لانه ليس باهض الثمن مثل صناعة المولدات الكهربائية وكابلات التوصيل الكهرباء. بمانه شديد المقومة للمحاليل الكيميائية والتوصي الحراري والكهربائي استعمل في المباني والمنشات الكيميائية وانابيب التدفئة والمنازل.
2. *اللحــام* تستعمل في الالت الموسيقية النحاسية مثل الأجهزة الأخرى التي يتم لحامها بازنك والنحاس من المعروف ان اللحام بالنحاس وهو من أقدم الصناعات الذي استخدمة الحدادون والذي يقومن بصناعة المجوهرات والأسلحة وفي الحرف اليدوية، ولوصل الفلزات ببعضها البعض يستعمل أحد الاساليب الرئيسية في حين هذه الطريقة أيضا تستعمل في الالت الموسيقية النحاسية مثل الأجهزة والابواق التي يتم لحام تلك الأجهزة بازنك والنحاس.
3. *الغــذاء* وجـد أن غذاء الإنسان العادي يحتوى ما بين (2-5 جم) من النحاس يـومياً وأن زيــادة نسبة النحاس في الغـذاء تسبب اعتلال الصحة والإصابـة بمرض ويلسون وهو زيـادة النحاس في أغشية الجسم وخاصـة الـرأس والكبـد وتجـدر الإشارة إلى أن محلول النحاس المسمى (Fethling Solution) يستخدم في الاختبارات التحليلية لصناعة السكر. يعتقد أن الزنك والنحاس يتنافسا على الامتصاص في الجهاز الهضمي بحيث أن النظام الغذائي الذي يحتوي على كمية مفرطة من أحد هذه المعادن يؤدي إلى نقص في المعدن الآخر. إن التوصيات لاستهلاك النحاس عند الأشخاص البالغين الأصحاء هي 0.9 ملغ يومياً. من الناحية الأخرى توصي البحوث المهنية باستهلاك 3 ملغ يومياًCu
4. *صناعة السبائك* يخلط النحاس مع عدد كبير من المعـادن الأخرى لإنتـــاج أكثر من (1000 سبيكة) مختلفة لكل منها صفات صناعيـة تختلف باختلاف المعـادن التي تم خلطها بالنحـاس وكـذلك تتغير ألــوان السبائك باختلاف ألــوان المعـادن المخلوطة ومن أهم هذه السبائك مايلـى :
    1. *سبيكة البرونز* وهي من أهـم السبائك حيث يضـاف للنحاس نسبة من الـزنك تتراوح مـا بين (5-40%) ويتميز البرونز بالشدة والصلابة والمقاومة العالية للاحتكاك والاحتفاظ بجودته لمدة طويلة وكان الكنغانيون أول من خلط النحاس لإنتــاج البرونز الذي استخدموة في صناعـة الأسلحة مثل السيـوف والـرمـاح ذات الرؤوس الحـادة، وعندمـا يضاف إلى السبيكة نسبة من الرصاص تتراوح ما بين (3-5%) تـزيـد جودة البرونز وتزيد أغراض استعماله.
    2. *سبيكة النحاس والنيكل والزنك* وتتكون من النحاس بنسبة (55-65%) والزنك بنسبة (17-27%) والنيكل بنسبة (10%) للحصول على سبيكة تستخدم كأساس لتغطية أنية الطعام مثل الطباق والملاعق والسكاكين بطبقة فضية اللون وفي طلاء المجوهرات.
    3. *سبيكة البرونز والفسفور والقصدير* وتتكون بإضافة الفسفور بنسبة (35%) والقصدير بنسبة (10%) للحصول على سبيكة تتميز بدرجة عالية من المرونة وسهولة التكيف والثبات والبقاء مما يجعلها ملائمة لصناعة الزنبرك الذي له القدرة على استعادة حجمه بعد الضغط وصناعة الأغشية أو الصفائح الرقيقة المسامية التي بين السوائل كما في البطاريات أو الموجودة في قرص سماعة التليفون.
    4. *سبيكة البرونز والسليكون* المجوهرات حيث يضاف إلى سبيكة البرونز بنسبة (1-3%) من عنصر السليكون بالإضافة إلى معادن أخرى مثل الرصاص والقصدير والزنك والمنجنيز والحديد والنكيل. وتتميز هذه السبيكة بقوة مثل الفولاذ ومقاومة شديدة للاحتكاك ويستخدم في إنتــاج المعدات اللازمة للمنشآت الكيميائية التي تتعرض إلى محاليل تساعد على سرعة تــآكـل المعادن.
    5. *سبيكة البرونز والنحاس والألمنيوم* وتحتوى على فلز الألمنيوم بنسبة تتراوح (5-12%) مع نسبة من الزنك والسليكون وتتميز هذه السبيكة بالمقاومة الشديدة للتفاعلات وتستخدم في المصـافي ومعامل تكريــر الملــح.
    6. *سبيكة المرايا المعدنية*

الاستخدامات الصناعية للنحاس ومركباته [عدل]

1. صناعة اسلاك الكهرباء بحيث يستهلك 40% من انتاج النحاس في العالم
2. في عملية التسخين والتبريد يستعمل كوسيلة مهمة لنقل الحرارة لان النحاس يتميز بحرارة نوعية عالية.

يدخل في تركيب بعض السبائك التي تختلف طبيعتها من حيث التركيب الداخلي وهي سبائك نحاسية كثيرة نذكر منها سبيكة نحاس حديد ولقد فتحت اليات تقوية المواد المختلفة المجال لاستخدام هذا المعدن بكثره في العديد من الاستخدامات الصناعية

الدول المنتجة والمستهلكة [عدل]



تشيلي هي أكبر دولـة منتجة للنحاس بنسبة **(37%)** من الإنتـــاج العالمي تليها الولايـات المتحدة الأمـريكية بنسبة **(10%)** ثم اندونيسيا بنسبة **(10%)** ثم أستراليا بنسبة **(8%)** وباقي الإنتاج مـوزع بين دول العالم بنسبة **(35%)** وأهم الـدول المنتجـة للنحاس النقي هي شيلي والولايات المتحدة الأمريكية والصين واليابـان وأهـم الــدول التي تقوم بتصفية النحاس هي ألمانيا وإيطـاليا وكوريا الجنوبية أما بالنسبة لإنتاج النحاس فقد بلغ إنتاج **(13 دولة)** رئيسية في عام **(1989 م)** حوالي **(7.1 مليون طن)** وفي عام **(2003 م)** بلغ إنتـاج أكبر منجم للنحاس في **العالم كوديلكو** مايقرب من **(1.56 مليون طن)** وقد بلغ إنتاج شيلي في نفس العام حوالي **(4.9 مليون طن)** وفي عام **(2006 م)** أنتجت مايقرب من **(5.7 مليون طن)**. أما بالنسبة للدول المستهلكة للنحاس تأتـى الولايات المتحدة الأمريكية في المقدمة ثـم تليها الصين وقد بلغ الاستهلاك العالمي من النحاس في عام **(1989 م)** حوالي **(8.6 مليون طن)** بزيادة تقدر بحوالي**(3.2%)** عن استهلاك عــام **(1988 م)** وفي عــام **(2005 م)** تجـاوز الاستهلاك الإنتــاج بحوالي **(385 ألف طن)**.

الأسعار العالمية [عدل]

ان معظم اقتصـاديات خامات النحاس تعتمدعلى النسبة المئوية للعنصر الأساسي في الرواسب وعلى حجم المخزون وطبيعة الموقع وعادة يمكن تشغيل منجم نحاس يحتوى على **(1%)** نحاس مثل مناجم النحاس في الولايات المتحدة الأمريكية، تقدر أدنى قيمة للنحاس الخام **(0.4%)**على سطح الأرض وتقدرالرواسب **(0.7%)** في العمق الأرضي أي باطن الأرض.

اما بانسبة لأسعار النحاس فقد بلغ سعر رطل النحاس في الأسواق العالمية في الربع الأول من عـام (2004 م) حوالي **(1.24 دولار)** مرتفعاً بنسبة تقدر **(64%)** عن سعره لنفس الفترة في عـام (2003 م) وقد تم تواصل أسعار النحاس في ارتفاع ملحوظ في السنوات الثلاثة الأخيرة حتى وصلت إلى (4246 دولار/ الطن)بحيث في أوائل أو بداية شهر ديسمبر من عـام (2006 م) ثم قفزت **(57 دولارا/الطن)** أي بنسبة (1، 3%) حتى وصلت إلى **(4303 دولار/ الطن)** في نهاية نفس الشهر في بورصة لندن للمعادن مسجلة بذلك أعلى سعر للنحاس في آخر عشرين عاماً. ويرجع السبب الأساسي في ذلك إلى زيادة الطلب المحلى في أسواق كل من الدول العظمى الولايات المتحدة الأمريكية والصين وهما الــدولتين الأكثر استهلاكا في العالم لمعدن النحاس.

الحصول على النحاس من الخام [عدل]

في موقع المنجم تحمل الجرافات خام النحاس غالبا في شكل صخور جلمودية كبيرة في شاحنات وعربات السكة الحديدية وتحمل هذه الناقلات **الخام** إلى المطاحن أو المصاهر ولا يعامل كل الخام بكل الطرق نفسها فهناك اختلافات تعتمد على نوعية الخام وعل كل حال فان طرق استخلاص النحاس قد صممت لفصل مواد المعادن النفيسة من الخام.ولاستخلاص النحاس واي فلزات أخرى قد توجد في الخليط الناتج.وكذلك لتقنية الفلزات المنتجة والطريقة المتبعة ان يرسل الخام إلى المطحنة.حيث تفتت وتزال النفايات الصخرية.وترسل المواد الناتجة إلى المصهر حيث يفصل النحاس الفلزي الذي قد يحتوي عل فلزات أخرى مثل:*الذهب *الفضة *النيكل الذي يجب لن يزال بالتنقية.

مراجع [عدل]

1. ^ "Archived copy". مؤرشف من الأصل في 24 أكتوبر 2012. اطلع عليه بتاريخ 12 سبتمبر 2012.
2. ^ Overview of Recycled Copper" *Copper.org*. Copper.org (25 August 2010). Retrieved on 8 November 2011. نسخة محفوظة 30 أبريل 2017 على موقع واي باك مشين.
3. ^ Okazawad, Hidehiko; Yonekura, Yoshiharu; Fujibayashi, Yasuhisa; Nishizawa, Sadahiko; Magata, Yasuhiro; Ishizu, Koichi; Tanaka, Fumiko; Tsuchida, Tatsuro; Tamaki, Nagara; Konishi, Junji (1994). "Clinical Application and Quantitative Evaluation of Generator-Produced Copper-62-PTSM as a Brain Perfusion Tracer for PET" (PDF). *Journal of Nuclear Medicine*. **35** (12): 1910–1915. PMID 7989968. مؤرشف من الأصل (PDF) في 5 أبريل 2020.

في كومنز صور وملفات عن: نحاس
ع · ن · ت مجوهرات
ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت أخطاء خَلقية في أيض المَعادن
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع · ن · ت مركبات النحاس
ع · ن · ت مكملات غذائية

ضبط استنادي: BNE: XX530125 · BNF: cb119470591 (data) · GND: 4033734-0 · LCCN: sh85032278 · NARA: 10638044 · NARA: 10638044 · NDL: 00561504
معرفات كيميائية: CAS Number: 7440-50-8 · ChEMBL ID: CHEMBL55643 · EC no.: 231-159-6 · RTECS number: GL5325000 · ECHA: 100.028.326 · ChemSpider ID: 22414 · NDF-RT ID: N0000146034 · PubChem CID: 23978 · ChEBI ID: 30052 · KEGG ID: C00070 · DSSTOX substance identifier: DTXSID2023985 · ZVG number: 8240 · CosIng number: 32826 · Drugbank ID: 09130 · IEDB Epitope ID: 174839 · Gmelin number: 6855 · NIOSH Pocket Guide ID: 0150 · UNII: 789U1901C5

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة تعدين · بوابة صيدلة
بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات · بوابة علم المواد · بوابة علم طبقات الأرض
تصنيفات: نحاس | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | رموز أريزونا | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | قوالب صحة ورشاقة | معادن عناصر طبيعية | معادن غذائية | معادن مكعبية | ملوثات هواء خطرة | موصلات كهربائية

زنك

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
Suomi
हिन्दी
Simple English
اردو
O'zbekcha/ўзбекча

غاليوم ← زنك ← نحاس

30Zn

المظهر

رمادي فضي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	زنك، 30، Zn
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	12، 4، d
الكتلة الذرية	65.38(2) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^{10}$ $4s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.14 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.57 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	692.68 ك، 419.53 °س، 787.15 °ف
نقطة الغليان	1180 ك، 907 °س، 1665 °ف
حرارة الانصهار	7.32 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	123.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.470 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو

الزِّنْك[1] أو الخارَصِين[1][2] أو التُوتياء[3] هو عنصر كيميائي له الرمز Zn، ويقع في الجدول الدوري ضمن عناصر السلسلة الأولى في الفلزات الانتقالية، وهو من العناصر الهامة لاستخداماته المتعددة. ينطق الزِّنْك ziŋk / zingk من الكلمة الألمانية ziŋk و المعروف أيضًا بدخان الزنك وهو عنصر كيميائي معدني،يرمزله بالرمز Zn رقمه الذري 30، وهو العنصر الأول في المجموعة 12 من الجدول الدوري. يشبه الزنك في بعض خصائصه المغنزيوم،لان حالة أكسدته تشبه من حيث الحجم الزنك +2.[4]

يعتبر الزنك العنصر الرابع و العشرون الأكثر وفرة على مستوى القشرة الأرضية كما لديه 5 نظائر مستقرة، وخامات الزنك الرئيسية هي سفاليريت، كبريتيد الزنك ZnS.

وتتواجد المناطق الأكثر إنتاجا له في أستراليا،آسيا،والولايات المتحدة الأمريكية. ويشمل إنتاج الزنك،زبد تعويم الخام التحميص، الاستخراج النهائي باستعمال الكهرباء.. مقاومة التآكل، طلاء الفولاذ بالزنك هي كبرى تطبيقات الزنك، وهناك أخرى في البطاريات والسبائك مثل النحاس الأصفر يشبع استخدام مجموعة متنوعة من مركبات الزنك مثل كاربونات الزنك، غلوكونات الزنك (المكملات الغذائية)، كلوريد الزنك (في مزيلات الروائح)، بيريثيوني الزنك (في الشامبو المضاد للقشرة)، كبريتيد الزنك (الاضاءة الملونة) وميثيل أو ايثيل الزنك فيستعمل في المغابر العضوية.

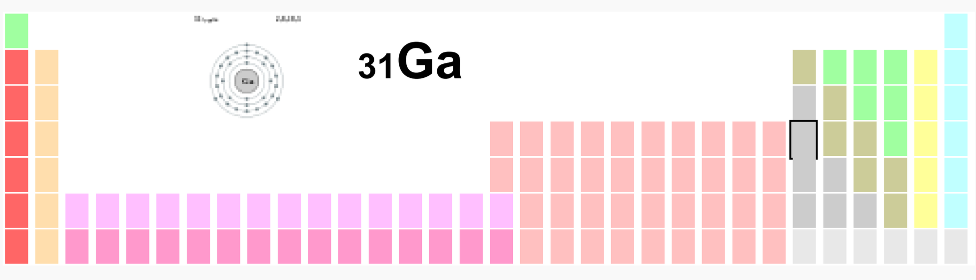
الزنك هو أهم معدن في الحالات البيولوجية الاستثنائية واهمية الصحة العمومية،نقص الزنك يؤثر على نحو مليار شخص في العالم النامي ويرتبط بالعديد من الأمراض وعند الأطفال يسبب نقصه تاخر النمو،وتاخر النضج الجنسي، العدوى، الحساسية، الإسهال وهذا ما أدى إلى وفاة ازيد من 800000 طفل في العالم سنويا. الانزيمات لها رد فعل مركزي واسع في الكيمياء الحيوية مثل هيدروجين الكحول عند الإنسان حيث يسبب استهلاك الزنك الزائد الترنح الخمول والنعاس.

محتويات [أخفِ]

غاليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الغاليوم (أو *الجاليوم*) عنصر كيميائي في الجدول الدوري، ورمزه **Ga** ، ورقمه الذري 31، ويعتبر من الفلزات.[1][2][3] ولا يتواجد الغاليوم حراً في الطبيعة ولكن على صورة ملح كاليوم(III) بكميات قليلة في مناجم البوكسيت والزنك. الغاليوم فلز ويكون على شكل صلب هش في درجات الحرارة المنخفضة، ينصهر الغاليوم في درجة حرارة أعلى من درجة حرارة الغرفة بقليل، لذا يذوب هذا المعدن إذا أمسك باليد لفترة قصيرة. وتستخدم درجة انصهاره كدرجة قياسية، ومنذ اكتشافه في 1875 وإلى عصر أشباه الموصلات، كان الاستخدام الرئيسي للغاليوم في أجهزة قياس درجات الحرارة المرتفعة، وفي تحضير سبائك معادن ذات خصائص غير اعتيادية من ناحية الثباتية، أو سهولة الانصهار، وبعضها سائل في درجة حرارة الغرفة أو أقل. درجة انصهار سبيكة كالينستان (المكونة من 68.5% من الغاليوم و 21.5% من الانديوم و 10% من القصدير) حوالي -19 درجة مئوية (-2 فهرنهايت).

جرمانيوم → **غاليوم** ← زنك	
	Al ↑ **Ga** ↓ In
المظهر	
أبيض فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	غاليوم، 31، Ga
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 4، p
الكتلة الذرية	69.723 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	5.91 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.095 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	302.9146 ك، 29.7646 °س، 85.5763 °ف
نقطة الغليان	2477 ك، 2204 °س، 3999 °ف
حرارة الانصهار	5.59 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	254 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.86 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1310	1448	1620	1838	2125	2518

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2, 1 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.81 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 578.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1979.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2963 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	135 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	122±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	187 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	270 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	40.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	1.2 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2740 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	9.8 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.47
صلادة موس	1.5
صلادة برينل	60 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-55-3
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الغاليوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{69}Ga	60.11%	^{69}Ga هو نظير مستقر وله 38 نيوترون			
^{71}Ga	39.89%	^{71}Ga هو نظير مستقر وله 40 نيوترون			

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

وجوده في الطبيعة [عدل]

الغاليوم مبعثر الانتشار في الطبيعة، ويعدّ عنصراً نادراً إذ إن نسبته المئوية في الصخور البركانية لا تتجاوز 10-11. ويكون بصورة شائبة في خامات الزنك والحديد والألمنيوم والكروم والنحاس. وقلما يصادف في أي خام بكميات أكبر من 0.01%. ويقدّر الإنتاج العالمي منه ببضعة آلاف الأطنان سنوياً.

خصائصه [عدل]

الغاليوم معدن metal ذو لون أبيض، لين. ينصهر عند درجة أعلى من درجة حرارة الغرفة قليلاً (درجة انصهاره 29.8 ْس)، ومصهوره سائل أبيض فضي يشبه الزئبق السائل ضغط بخاره منخفض، ويزداد حجمه (مثل الماء) عندما يتصلب. يغلي عند الدرجة 2403 ْس؛ أي يبقى سائلاً في مجال حراري قدره نحو 1500 درجة، وهذا أوسع مجال من درجات الحرارة يبقى فيه عنصر سائلاً بين عناصر الجدول الدوري جميعها. ولهذا يستعمل في موازين حرارة ذات استعمالات خاصة بدرجات الحرارة العالية. كما يستعمل نصف ناقل، مثال ذلك مع الفسفور والزرنيخ في صنع الديود diodes الضوئي.

الخصائص الكيميائيه [عدل]

الوزن الذري للغاليوم 69.723 وله نظيران s69Ga وs71Ga، كمون تأينه، مقدراً بالكيلوجول/مول، الأول 578.3 والثاني 1969.3 والثالث 2950.0 والرابع 6149.7، نصف القطر الذري 126بيكومتر، نصف قطر الأيون Ga+ ت113 بيكومتر، نصف قطر الأيون Ga+3 ت62 بيكومتر، عدد الأكسدة الرئيس +3، كمون مسراه النظامي Ga+3/GaE0ت- 0.35 فولط، كثافته 5.904 غ/سم3، مقاومته الكهربائية النوعية (مقدرة بالأوم/سم ×610): 53 عند درجة حرارة الصفر المئوي (سلسيوس). طول الموجة الموافق للخطين الرئيسيين في طيفه (مقدراً بالسنتمتر × 810) 4172.2 و4033.2، كهرسلبيته 1.0.

التفاعلات [عدل]

يستحصل بالتحليل الكهربائي لمحلول أحد أملاحه، وهو معدن فعّال نسبياً، ينحل في الحموض مباشرة وينطلق الهدروجين ويتشكل ملح الشاردة (الأيون) Ga+3 ويتأكسد، سطحياً فقط، بتسخينه لدرجة حرارة الاحمرار. وهو يتحد مع الأسس مشكلاً الغاليات –GaO2، كما يتفاعل مع الهالوجينات مشكلاً GaX3، ويتحد مع الكبريت مكوناً الكبريتيد Ga2S3، ومع السيلنيوم والكلور والفسفور والزرنيخ بصورة مشابهة لتفاعله مع الكبريت.

أيون الغاليوم Ga+3 لا لون له، وأملاحه بيضاء مع الأيونات السالبة التي لا لون لها. أكسيده Ga2O3 يشبه أكسيد الألمنيوم [ر].

وأكسيد الغاليوم Ga2O n(I)n غير ثابت يتحول إلى أكسيد الغاليوم (III) وغاليوم حر. يترسب هدروكسيده Ga(OH)3 بإضافة أساس (قاعدة) هدروكسيد الصوديوم على سبيل المثال أو هدروكسيد الأمونيوم وينحل بزيادة منهما مشكلاً الغاليات، كما يعرف له مركب كلوريد بدرجة أكسدة 2+ GaCl2 .

صورة توضح ذوبان معدن الغاليوم بدرجة حرارة جسم الإنسان

مراجع [عدل]

1. ^ Headlee, A. J. W. & Hunter, Richard G. (1953). "Elements in Coal Ash and Their Industrial Significance". *Industrial and Engineering Chemistry*. **45** (3): 548–551. doi:10.1021/ie50519a028.
2. ^ Moskalyk, R. R. (2003). "Gallium: the backbone of the electronics industry". *Minerals Engineering*. **16** (10): 921–929. doi:10.1016/j.mineng.2003.08.003.
3. ^ "Phase Diagrams of the Elements", David A. Young, UCRL-51902 "Prepared for the U.S. Energy Research & Development Administration under contract No. W-7405-Eng-48".(1975) نسخة محفوظة 23 مارس 2020 على موقع واي باك مشين.

في كومنز صور وملفات عن: غاليوم

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع·ن·ت مركبات الغاليوم

ضبط استنادي	BNE: XX536285 · BNF: cb11955437j (data) · GND: 4155859-5 · LCCN: sh85052848 · LNB: 000302873 · NDL: 00562254
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-55-3 · *ZVG number*: 8260 · *ECHA*: 100.028.330 · *PubChem CID*: 5360835 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID8064696 · *ChEBI ID*: 49631 · *ChemSpider ID*: 4514603 · *EC no.*: 231-163-8 · *UNII*: CH46OC8YV4

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

تصنيفات: غاليوم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | مبردات

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
Ελληνικά
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
日本語
Русский
中文
بقية الوصلات: 130
عدل الوصلات

جرمانيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الجرمانيوم (بالإنجليزية: Germanium)عنصر كيميائي شبه موصل رقمه الذري 32، رمزه الذري هو Ge، وهو شبه فلزي مظهره، صلب ذو لون أبيض رمادي مائل للخضرة مداره الأخير يحتوي على 4 إلكترونات. وكيميائيا مماثل لمجموعة الكربون أي لجيرانه مثل: القصدير والسليكون. هذا العنصر في الغالب لا يميل للاتحاد عند فقد الإلكترونات. وبذلك فهو عنصر نادر التواجد في الطبيعة.

محتويات [أخف]

زرنيخ ← **جرمانيوم** → غاليوم

المظهر

أبيض رمادي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	جرمانيوم، 32، Ge
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 4، p
الكتلة الذرية	72.64 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 4 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	5.323 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.60 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1211.40 ك، 938.25 °س، 1720.85 °ف
نقطة الغليان	3106 ك، 2833 °س، 5131 °ف
حرارة الانصهار	36.94 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	334 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	23.222 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1644	1814	2023	2287	2633	3104

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3, **2**, 1, 0, -1, -2, -3, -4 (أكاسيده تذبذب)
الكهرسلبية	2.01 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 762 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1537.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3302.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	122 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	122 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	211 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	بنية الألماس
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	1 أوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	60.2 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	6.0 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	5400 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	103[2] غيغاباسكال
معامل القص	41[2] غيغاباسكال
معامل الحجم	75[2] غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.26[2]
صلادة موس	6.0
رقم CAS	7440-56-4
طاقة فجوة النطاق عند 300 كلفن	0.67 eV

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الجرمانيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{68}Ge	مصطنع	270.8 يوم	ε	-	^{68}Ga
^{70}Ge	21.23%	هو ^{70}Ge نظير مستقر وله 38 نيوترون			
^{71}Ge	مصطنع	11.26 يوم	ε	-	^{71}Ga
^{72}Ge	27.66%	هو ^{72}Ge نظير مستقر وله 40 نيوترون			
^{73}Ge	7.73%	هو ^{73}Ge نظير مستقر وله 41 نيوترون			
^{74}Ge	35.94%	هو ^{74}Ge نظير مستقر وله 42 نيوترون			
^{76}Ge	7.44%	1.78×10^{21} سنة	$\beta^-\beta^-$	-	^{76}Se

ع · ن · ت

كيفية الحصول عليه [عدل]

الجرمانيوم، يوجد عادة بكميات صغيرة مخلوطًا مع فلزات أخرى ويحصل عليه بتنقية كل من المعادن الآتية: النحاس والزنك والحديد. ويتم استخراج الجرمانيوم في المقام الأول من سفاليرايت .

تاريخ تطور الجرمانيوم [عدل]

في الحقيقة يعتبر تطور الجرمانيوم حلقة متسلسلة لتطور تاريخ الترانزستور حسب التسلسل الزمني التالي: في 1869م توقع الكيميائي الروسي ديمتري إيفانوفيتش مندليف وجود عدة عناصر كيميائية غير معروفة، بما في ذلك عنصر جديد من شأنه أن يسد فجوة في عائلة الكربون في الجدول الدوري للعناصر. ونظرا لموقعه في الجدول الدوري الواقع بين السليكون والقصدير [3]، سماه مند ليف ب ekasilicon (الخانات) ، وقال بأن كتلته الذرية تقدر ب 72.0 تقريبا.

في منتصف عام **1885** ، عند انفجار لغم بالقرب من مدينتي فرايبرغ، ساكسونيا، تم العثور على معدن جديد سُمي بـ (أرجيرودتي) ، لما له من الفضة على نسبة عالية من (معادن).[4] قام الكيميائي كليمنس وينكلر بتحليل هذا المعدن الجديد، وفي سنة **1886** قام بعزل عنصر جديد يشبه إلى حد ما الأنتيمون. وقبل ذلك نشرت نتائج وينكلر على عنصر جديد، وقرر أنه يستطيع تسمية هذا العنصر بالنبتونيوم. ومنذ اكتشاف كوكب نبتون الأخير في عام **1846**الذي سبقه التوقعات الرياضية من اكتشافه"سبق له أن اكتشف سنة **1940**عنصر كيميائي آخر وإن لم يكن العنصر الذي يحمل اليوم اسم النبتونيوم ".[5][6]> وبدلا من ذلك، سعى إلى اكتشاف عنصر جديد الجرمانيوم (من الكلمة اللاتينية، جرمانيا، ل ألمانيا) على شرف وطنه. هذا العنصر الجديد أظهر بعض أوجه التشابه مع الزرنيخ العناصر والأنتيمون كما هو موضح بمكانه الصحيح في الجدول الدوري. وهذا ما يعطي أوجه التشابه لهذا العنصر مع التوقع السابق "ekasilicon" للعالم ديمتري مندليف 'بحيث أكدت الأوجه أنه ينتمي إلى هذا المكان في الجدول الدوري.[7] و في سنة **1887** أكد وينكلر الخصائص الكيميائية للعنصر الجديد.[8]إغلاق </ref> مفقود لوسم <ref> وكان وينكلر قادر على إعداد عدة مركبات جديدة من الجرمانيوم، بما فيها الفلوريدات، الكلوريدات، كبريتيد، وثاني أكسيد الجرمانيوم، والمركب ((C2H5) 4) و البيانات الفعلية من هذه المركبات وأدلى اكتشافه تأكيدا هاما من فكرة مند ليف للعناصر الدورية (توقعات مند ليف). حتى أواخر سنة **1930** ، وكان يعتقد أن لا أهمية لمعدن الجرمانيوم. إلا بعد سنة 1945أصبحت لديه أهمية اقتصادية، عندما تم الاعتراف بخصائصه المماثلة لأشباه النواقل. ومع ذلك، خلال الحرب العالمية الثانية، بدأت كميات صغيرة من الجرمانيوم تستخدم في صناعة بعض الأجهزة الإلكترونية الخاصة، ومعظمها من الثنائيات. وهذه الأخيرة كان لها أول استخدام رئيسي في ربط نقاط الاتصال للكشف عن نبض الرادار خلال الحرب. قبل عام **1945** ،تم إنتاج سوى بضع مئات من كيلوغرام من الجرمانيوم في المصاهر كل عام، ولكن بحلول نهاية عام **1950** ، بلغ إنتاجه السنوي في جميع أنحاء العالم 40 متري طن.

تطورت صناعة الترانزستور وتقدم إنتاج الجرمانيوم في **1948** ,و فتح الباب أمام عدد لا يحصى من تطبيقات الالكترونيات في الحالة الصلبة. و في سنة**1955** تم الحصول على أول الجرمانيوم من سبائك السليكون. وفي وقت مبكر من **سنة 1970** للسوق المتزايد على الجرمانيوم حلت محله في الترانزستورات كل من الثنائيات، والمقومات. رغم تفوق الخواص الكهربائية للسيليكون، إلا أنه يتطلب نقاء أعلى من ذلك بكثير، وهذا النقاء لا يمكن أن يتحقق تجاريا في السنوات الأولى من الالكترونيات أشباه الموصلات. وفي الوقت نفسه، زاد الطلب على الجرمانيوم لاستخدامه في شبكات الألياف البصرية والاتصالات والأشعة تحت الحمراء لأنظمة الرؤية الليلية. ولاستخدامه في هذه الغاية مثل 85 ٪ من استهلاك الجرمانيوم في جميع أنحاء العالم في عام **2000**. ولهذا اعتبرته الحكومة الأمريكية كمادة إستراتيجية وحاسمة، داعيا إلى 146 طن في مخزون الدفاع الوطني في عام **1987**.

ملاحظة [عدل]

الجرمانيوم يختلف عن السيليكون في: أن الجرمانيوم يقتصر العرض على توفير مصادر للاستغلال، في حين مصدرمعين من السيليكون يقتصر على تقديم الطاقة الإنتاجية لأن السيليكون يأتي من الرمال العادية أو الكوارتز. ونتيجة لذلك، في عام **1998** كان ثمن شراء السليكون أقل من 10 دولارات للكيلوغرام الواحد، إلا أن سعر 1 كغ من الجرمانيوم يقرب من 800 $.

خصائص الجرمانيوم [عدل]

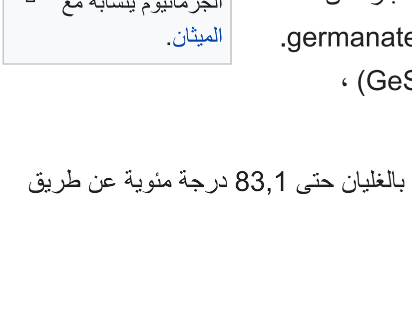
Argyrodite - Mine Himmelsfürst,
براند-إربيسدورف

يمكننا التعرف على خصائص الجرمانيوم في ظل الظروف القياسية لذلك. وتتمثل فيما يلي:

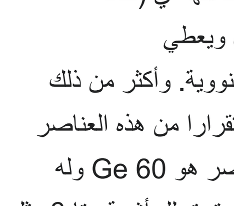
- الجرمانيوم عنصر هش، أبيض فضي، وعنصر شبه معدنية.

يعرّف هذا النموذج تقنيا باسم متأصل الجرمانيوم - α , الذي لديه بريق معدني وبنية الكريستال الماس المكعب.

- الجرمانيوم في تركيبته يشبه غاز الميثان كما هو موضح في الشكل المقابل(يشابه الميثان).
- في الضغوط فوق 120 جيغا باسكال تصبح معروفة باسم متأصل مختلف أشكال الجرمانيوم -β ، التي لديها بنية نفس القصدير β, إلى جانب العناصر التالية: السيليكون، الغاليوم، البزموت والأنتيمون.
- الجرمانيوم واحد من بين العناصر القليلة التي تتسع لأنه يتصلب (أي يتجمد) من حالته المنصهرة.
- الجرمانيوم شبه موصل يحتوي على شوائب من جزء واحد فقط في 1010 ، مما يجعله من أنقى المواد التي تم الحصول عليها من أي وقت مضى.
- سبيكة من الجرمانيوم مع اليورانيوم والروديوم. تعتبر موصل جيد للكهرباء في وجود مجال كهرومغناطيسي قوي للغاية.



صحن الجرمانيوم



الجرمانيوم يتشابه مع الميثان.

الكيميائية [عدل]

تصنيف مركبات الجرمانيوم

عنصر الجرمانيوم يتأكسد ببطء إلى GeO 2 في 250 درجة مئوية وفق المعادلة التالية: 250م° 2O + 2 G e -- GeO 2 الجرمانيوم غير قابل للذوبان في الأحماض المخففة والقلويات ولكن يذوب ببطء في حامض الكبريتيك المركز ويتفاعل بعنف مع القلويات. الجرمانيوم غالبا ما يكون في حالة الأكسدة (+4) على الرغم من أن العديد من المركبات المعروفة تصبح ذات أكسدة (+2). ويوجد تأكسد نادر، مثل (+3) وجدت في مركبات مثل Ge2Cl6 ، و التأكسدات (+)3 و(+1) لوحظت على سطح أكاسيد، والأكسدة السالبة لوحظت في الولايات الألمانية مثل: (-4) في المركب (GeH4). والتأكسد للعنصر في هذه الأيونات ليس صحيحا، على غرار الأكسجين 3 ides Ooz on.

ومن المعروف يوجد نوعين من أكاسيد الجرمانيوم: أولها ثاني أكسيد الجرمانيوم (GeO2 ، جرمانيا) والثاني أول أكسيد الجرمانيوم (جيو) ، يمكن الحصول على GeO2 من كبريتيد الجرمانيوم (GeS2) ، وهو عبارة عن مسحوق أبيض غير قابل للذوبان (بشكل طفيف فقط)في الماء ولكنه يتفاعل مع القلويات لتشكيل germanates. و أيضا مع المركبات الثنائية التالية: كبريتيد (GeS2) ، ثنائي سيلينيت (GeSe2) ، سيلينيد (GeSe) ، وتيلوراليد (GeTe) .

على *سبيل المثال* : يتم الحصول على رابع كلوريد الجرمانيوم، GeCl4 ، وهو سائل عديم اللون بالغليان حتى 83,1 درجة مئوية عن طريق تسخين معدن الجرمانيوم مع الكلور، حسب المعادلة الآتية: 83،1م° e+2ClG4 --- GeCl4

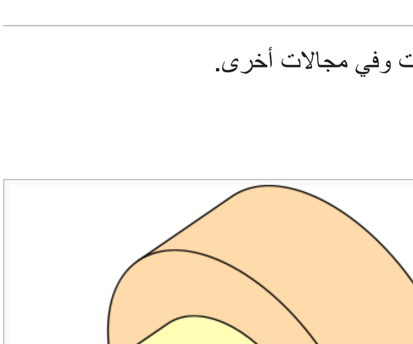
النظائر المشعة للجرمانيوم [عدل]

للجرمانيوم خمسة نظائر طبيعية ذات أهمية كبيرة هي: ، 74Ge، 73Ge ، 72Ge ، 70Ge و76Ge. وتشكل عدد كبير من المركبات العضوية الفلزية. والجدول الممثل أعلاه يوضح بعض خصائصها من حيث: توافرها الطبيعي، نصف العمر، نمط اضمحلالها أي (طاقة الاضمحلال بالميغا إلكترون فولت) و ناتج الاضمحلال 72Ge هو نظير مستقر وله 40 نيوترون كما سبق في الجدول ويعطي العنصر(_^77)Se مستقر مع تحرير إلكترونات ذات طاقة عالية يستخدم بالاشتراك مع غاز الرادون في البطاريات النووية. وأكثر من ذلك يوجد للجرمانيوم ما لا يقل عن 27 نظير وكلها نظائر مشعة تتراوح كتلتها الذرية مابين 58 – 89غ/مول.و الأكثر استقرارا من هذه العناصر هو68 Ge ، الناتج عن تحلل أسر الإلكترون. ويميزه نصف عمر يقدر ب270،95 د. و الأقل استقرارا من هذه العناصر هو Ge 60 وله نصف عمر يقدرب 30 مللي ثانية. في حين أن معظم النظائر المشعة للجرمانيوم التي تضمحل عبر الوقت تنتج عن طريق تحلل أشعة بيتا β مثل العناصر التالية: Ge 64, Ge 61 تنتج عن طريق انبعاث بروتون + β. أما Ge 87, Ge 84 تنتج عن طريق تأخر تحرير النيوترون المنبعث.

الوفرة الطبيعية [عدل]

تم الكشف عن [9] الجرمانيوم في الغلاف الجوي لكوكب المشتري [10] وفي بعض النجوم الأكثر بعدا.[11] كما له وفرة في القشرة الأرضية ما يقرب من 1,6 في المليون.[12] إلا أنه لا يوجد سوى عدد قليل من المعادن تحتوي على كميات ملموسة من الجرمانيوم مثل argyrodite . إلا أن بعض منها كالزنك و خام النحاس والرصاص تحتوي على ما يكفي من الجرمانيوم التي يمكن استخراجه في الأخير من التركيز الخام النهائي. [49] وثمة عملية تخصيب اليورانيوم غير عادي يؤدي إلى انتاج نسبة عالية من الجرمانيوم في بعض طبقات الفحم، الذي تم اكتشافه من طرف الباحث فيكتور موريتز غولدشميت خلال مسح واسع للودائع الجرمانيوم.[13] وجد في هارتلي أعلى تركيز من الجرمانيوم من أي وقت مضى في رماد الفحم نسبتة تصل إلى 1,6 ٪.[13] ،وأيضا بالقرب من منغوليا الداخلية وجد أنها تحتوي على ما يقدر ب 1600 طن من الجرمانيوم.[12]

إنتاج الجرمانيوم [عدل]



Renierite

الإنتاج في عام **2006** كان حوالي 100 طن من الجرمانيوم. وفي الوقت الراهن، يتم استرداد المنتجات الناتجة عن خامات الزنك سفاليرايت بشكل رئيسي بحيث تعطي كميات تصل إلى 0,3 ٪، [14] وخاصة من الرواسب الضخمة التي تستضيفها من المعادن التالية: الزنك، الرصاص والنحاس. الزنك، الرصاص. [49] وبذلك أُتيح للولايات المتحدة أن تقدر أرقام احتياطها بكميات تقدر ب 500 طن تقريبا، على عكس الفرصة المتاحة لجميع بلدان أنحاء العالم.[12][12] وفي **عام 2007** تم استقبال 35٪ من الجرمانيوم المعاد تدويرها.[12][12]

روسيا والصين تستخدم كل منهما مصدر آخر لإنتاج تركيز كبير من الجرمانيوم وهو الرماد المتطاير من محطات توليد الطاقة التي تستخدم الفحم. [54] فودائع روسيا تقع في أقصى شرق البلاد على جزيرة سخا لين. كما توجد بها مناجم الفحم شمال شرق فلاديفوستوك التي تستخدمها كمصدر للجرمانيوم.[12][12] أما ودائع الصين تقع أساسا في مناجم الفحم البني قرب لينكانغ ويوننان.[12][12] والجدول التالي يوضح مبالغ تكاليف الجرمانيوم حسب السنوات التالية:

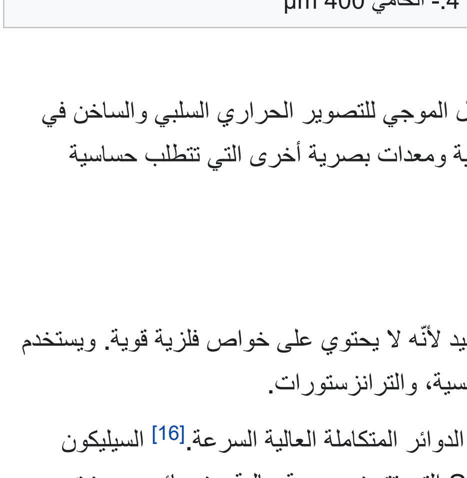
انطلاقا من هذا الجدول نلاحظ تطور انتاج الجرمانيوم على جميع الميادين.

السنة	Cost ($/kg)[15]
1999	1,400
2000	1,250
2001	890
2002	620
2003	380
2004	600
2005	660
2006	880
2007	1,240
2008	1,490
2009	950

تطبيقات الجرمانيوم [عدل]

تم استخدام الجرمانيوم في عدة مجالات من بينها: البصريات، إلكترونيات وفي مجالات أخرى.

في البصريات [عدل]



A typical single-mode الليف الضوئي من أكسيد الجرمانيوم سبيكة سيليكا (Item 1).
1.- قلب 8 µm
2.- الكسور 125 µm
3.- المصد 250 µm
4.- الحامي 400 µm

الاستخدامات الرئيسية للجرمانيوم في عام 2007 م، في جميع أنحاء العالم تشير التقديرات إلى أن استعماله بنسبة 35 ٪ لأنظمة الألياف الضوئية والبصريات والأشعة تحت الحمراء تمثل 30 ٪، 15 ٪ للمحفزات البلمرة، و 15 ٪ لتطبيقات الالكترونيات والكهرباء من الطاقة الشمسية. 5 ٪ الباقية تستعمل في استخدامات أخرى مثل فوسفورات والمعادن. الجرمانيوم يستخدم في شبكات الألياف البصرية والاتصالات والأشعة تحت الحمراء لأنظمة الرؤية الليلية. ولاستخدامه في هذه الغاية مثل 85 ٪ من استهلاك الجرمانيوم في جميع أنحاء العالم في عام2000.مما جعله مفيدا بشكل خاص لعدسات الزاوية الواسعة. [57] [58] وفي نهاية عام 2002 صناعة الألياف البصرية مثلت 6 ٪ من استخدام الجرمانيوم السنوية في الولايات المتحدة. والجرمانيوم يستخدم لتغيير الخصائص البصرية، كما هو الحال في أقراص الفيديو الرقمية لإعادة الكتابة فيها. [60] لأن الجرمانيوم شفاف في الأشعة تحت الحمراء ومهم جدا في المواد البصرية بالأشعة تحت الحمراء، والتي تمكن بسهولة من صقل العدسات والنوافذ. وتستخدم بوجه خاص باعتبارها أساس البصريات في كاميرات التصوير الحراري التي تعمل من 8 إلى 14 ميكرون, ،و الذي يمثل مدى الطول الموجي للتصوير الحراري السلبي والساخن في الكشف عن العمليات العسكرية وتطبيقات مكافحة الحرائق. [56] كما أنه يستخدم في المطيافية ومعدات بصرية أخرى التي تتطلب حساسية للكشف عن الأشعة تحت الحمراء. [58]

عن إلكترونيات [عدل]

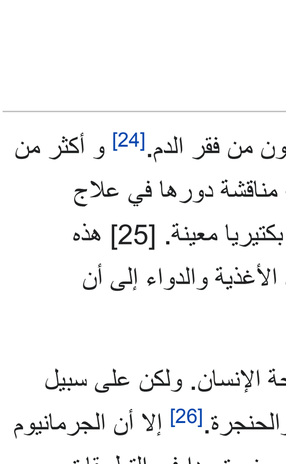
والجرمانيوم من أَكثر المواد استخدامًا بوصفه شبه موصل شبه الموصل. وهو شبه موصل جيد لأنّه لا يحتوي على خواص فلزية قوية. ويستخدم الجرمانيوم في صناعة الأَجهزة شبْه الموصلة مثل الصِّمامات الثنائية، وبطاريات الطاقة الشمسية، والترانزستورات.

تستخدم فيها أيضا سبائك السيليكون الجرمانيوم -التي تتحول إلى مادة أشباه الموصلات - في الدوائر المتكاملة العالية السرعة.[16] السيليكون الجرمانيوم جدير بالاستعمال في أجهزة الاتصالات اللاسلكية. كما هو الحال عن رقائق SiGe التي تتميز بسرعة عالية وخصائص مميزة مع التكلفة المنخفضة لهذه التطبيقات، وتقنيات إنتاج راسخة من هذا المعدن.

زرنيخيد الجاليوم الخلية الجرمانيوم [عدل]

هو بداية ليحل محل عنصر زرنيخيد الغاليوم (الغاليوم). لأن الجرمانيوم وزرنيخيد الغاليوم وثوابت شعرية مشابهة جدا، يمكن أن تستخدم في الخلايا الشمسية.[17] وهناك استخدامات أخرى في مجال الالكترونيات وتشمل فوسفورات مصابيح الفلورسنت.[18] ويعتبر الجرمانيوم القاعدة الصلبة لدولة الثنائيات الباعثة للضوء أي المصابيح. وإلى حد الآن لا تزال تستخدم ترانزستورات الجرمانيوم في بعض دواسات الآثار من قبل الموسيقيين الذين يرغبون في استنساخ الطابع المميز للدرجة اللونية.[19]

استخدامات أخرى الجرمانيوم [عدل]



A PET قنينة

أيضا ثاني أكسيد الجرمانيوم في المواد المحفزة للبلمرة- وهو الاستخدام الذي غُيّب في الولايات المتحدة - وبنسب عالية من البوليستر لإنتاج الزجاجات وتسويقها في اليابان.

شهدت السنوات الأخيرة زيادة في استخدام الجرمانيوم في سبائك المعادن الثمينة' الفضة على سبيل المثال، ويتطلب ذلك نسبة 1.2 ٪ من الجرمانيوم.

يمكن استخدامه في أحد كاشفات الكريستال بالضبط لتحديد مصادر الإشعاع، على سبيل المثال في أمن المطارات.[20] الجرمانيوم معدن مفيد لحيود الأشعة السينية.[21] وللكشف عن طيف أشعة غاما والبحث عن المادة المظلمة.[22]

الجرمانيوم من المكملات الغذائية [عدل]

وقد اكتسب الجرمانيوم شعبية في السنوات الأخيرة لقدرتها على تحسين سمعته الطبية على وظيفة نظام المناعة لدى مرضى السرطان. وهي متاحة في الولايات المتحدة كملحق صفة الغذائية في كبسولات أو أقراص عن طريق الفم، وكحل أدنى يمكن حقنه. وفي وقت سابق أدت الأشكال غير العضوية، ولا سيما الملح سيترات إلى عدد كبير من حالات الفشل الكلوي، التنكيس الدهني الكبدي والاعتلال العصبي في الأفراد الذين يستخدمون ما سبق على أساس التداوي من الأمراض المزمنة السابقة إلا أن تركيز الجرمانيوم في البلازما والبول لهؤلاء المرضى كان بنسبة كبيرة، أدت إلى وفاة العديد منهم.[23] .

الاحتياطات من الجرمانيوم [عدل]

اعتبارا من عام 1922 ، استخدم مجموعة من الأطباء في الولايات المتحدة الجرمانيوم لعلاج المرضى الذين يعانون من فقر الدم.[24] و أكثر من ذلك كان يستخدم في أشكال أخرى من العلاجات، ولكن بكفاءات مشكوك فيها. وحسب التطور التكنولوجي قد تمت مناقشة دورها في علاج السكري والسرطان.[20] ولبعض المركبات من الجرمانيوم سمية منخفضة على الثدييات، ولكن لها آثار سامة ضد بكتيريا معينة. [25] هذه الخاصية تجعل من هذه المركبات مفيدة لوكلاء العلاج الكيميائي. [72] خلصت بحوث الإدارة الأمريكية في مجال الأغذية والدواء إلى أن الجرمانيوم، يمكن استخدامه "كمكمل غذائي "، مع احتمال بعض المخاطر الصحية الإنسان".[25]

ولا يعتقد آن الجرمانيوم على أنها ضرورية لصحة النباتات أو الحيوانات.لأن بعض مركباته تمثل خطرا على صحة الإنسان. ولكن على سبيل المثال كلوريد الجرمانيوم السائلة والغازية منها، على التوالي يمكن أن تكون مزعجة جدا للعيون والجلد والرئتين والحنجرة.[26] إلا أن الجرمانيوم له تأثير ضئيل أو لا:على البيئة لأنه عادة ما يرتبط مع العناصر في الخامات والمواد الكربونية، ويستخدم بكميات صغيرة جدا في التطبيقات التجارية.

اضافـــــــــات [عدل]

كان متوقعا وجود عنصر جديد، فإن وجود كوكب نبتون كان متوقعا في حوالي 1843 من قبل اثنين من الرياضيين جون آدمز الأريكة ووأربان، وذلك باستخدام طرق حسابات الميكانيكا السماوية. فعلوا ذلك في attemopts لشرح حقيقة أن أورانوس مستوي بناء على الملاحظة الدقيقة للغاية. [7] ومع ذلك واصل جيمس شاليس البحث عنه في يوليو 1846 ، حتى شاهد هذا الكوكب يوم 23 سبتمبر 1846بعد محاولات عديدة. [8]

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ↑ أ ب ت ث "Properties of Germanium". Ioffe Institute.
3. ^ Kaji, Masanori (2002). "D. I. " (PDF). Bulletin for the History of Chemistry. **27** *(1): 4–16. مؤرشف من الأصل (pdf) في 21 يونيو 2010. اطلع عليه بتاريخ 20 أغسطس 2008.*
4. ^ Argyrodite—Ag_8GeS_6 (PDF) (Report). Mineral Data Publishing. مؤرشف من الأصل (pdf) في 3 مارس 2016. اطلع عليه بتاريخ 01 سبتمبر 2008.

14. ^ Bernstein, L (1985). "Germanium geochemistry and mineralogy". *Geochimica et Cosmochimica Acta*. **49** (11): 2409. doi:10.1016/0016-7037(85)90241-8.
15. ^ R.N. Soar. (January 2003, January 2004, January 2005, January 2006, January 2007,January 2010). "Germanium" (PDF). *U.S. Geological Survey Mineral Commodity Summaries*. USGS Mineral Resources Program: 1–2. ISBN 0859340392. OCLC 16437701. مؤرشف من الأصل (pdf) في 10 يناير 2019. اطلع عليه بتاريخ 28 أغسطس 2008.

في كومنز صور وملفات عن: جرمانيوم
ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع · ن · ت مركبات الجرمانيوم

ضبط استنادي	BNF: cb122010330 (data) · GND: 4135644-5 · LCCN: sh85054449 · NDL: 00562424
معرفات كيميائية	*ECHA*: 100.028.331 · *NDF-RT ID*: N0000176163 · *PubChem CID*: 6326954 · *ZVG number*: 8270 · *EC no.*: 231-164-3 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID8052483 · *CAS Number*: 7440-56-4 · *ChemSpider ID*: 4885606 · *ChEBI ID*: 30441 · *UNII*: 00072J7XWS

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الفيزياء بوابة الكيمياء
تصنيفات: جرمانيوم | أشباه فلزات | عناصر كيميائية | مواد بصرية

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

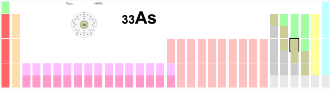
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 137

زرنيخ

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

سيلينيوم → **زرنيخ** ← جرمانيوم



المظهر	
رمادي فلزي (الشكل الشائع) أو أصفر أو أسود	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	زرنيخ، 33، As
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 4، p
الكتلة الذرية	74.92160 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 5 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	5.727 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.22 غ·سم$^{-3}$
نقطة التسامي	887 ك، 615 °س، 1137 °F
نقطة ثلاثية	1090 كلفن (817°س)، 3628 كيلوباسكال [1]
النقطة الحرجة	1673 ك، ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(رمادي) 24.44 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	34.76 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.64 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	553	596	646	706	781	874

الزِّرْنِيْخ هو عنصر كيميائي رمزه **As** وعدده الذرّي 33؛ ويقع ضمن عناصر الدورة الرابعة وفي المجموعة الخامسة عشر (المجموعة الخامسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري، وهو يقع في المرتبة الثالثة في مجموعة النتروجين. يصنّف الزرنيخ كيميائياً ضمن أشباه الفلزّات؛ وتوجد منه متآصلات (أشكال) مختلفة في الطبيعة، ولكن الشكل الأكثر شيوعاً وأهميّةً بالنسبة للصناعة هو الشكل الرمادي. يندر العثور على الزرنيخ على العموم بشكله العنصري الطبيعي؛ ولكنّه بالمقابل يدخل في تركيب العديد من المعادن، وذلك غالباً مع الكبريت في معادن الكبريتيدات.

عُرف الزرنيخ ومركّباته منذ التاريخ القديم، وانتشرت المعارف المتعلّقة به في مختلف الحضارات. يُعدّ الزرنيخ من العناصر السامّة، ولا يعرف له دورٌ حيويٌّ بالنسبة للبشر؛[5][6][7] وهو يوجد بآثارٍ ضئيلةٍ طبيعياً في الجسم. تؤدّي زيادة التركيز من الزرنيخ اللاعضوي إلى التسمّم؛ حيث يقوم هذا العنصر بدور مكسّر ومطفّر للكروموسومات (الصبغيات) في الجسم.[8]

يشيع استخدام الزرنيخ في الصناعة، وخاصّةً في إشابة أشباه الموصلات في الصناعات الإلكترونية؛ بالإضافة إلى استخدامه في تحضير مركّب زرنيخيد الغاليوم، الذي له تطبيقات مهمّة في مجال الكهرضوئيات؛ كما يدخل الزرنيخ في تركيب السبائك مع الرصاص؛ وكذلك في صناعة المبيدات وفي إنتاج مستحضرات حفظ الخشب؛ إلّا أنّ التطبيقات الأخيرة في تناقص، بسبب سمّيّة الزرنيخ ومركّباته؛[9] بالإضافة إلى خطر تلوّث المياه الجوفية.[10]

محتويات [أخفِ]

1 التاريخ
2 الوفرة الطبيعية
3 الإنتاج
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركبات الكيميائية
6.2 التحليل الكيميائي
6.2.1 تفاعلات الكشف التقليدية
6.2.2 التحليل الآلي
7 الدور الحيوي
7.1 علم الوراثة
7.2 الاستقلاب
7.3 البكتريا
8 الأثر البيئي
8.1 مياه الشرب

عدل الوصلات

8.1.1 الآثار الصحية
8.1.2 الإزالة والتقليل من المخاطر
8.1.3 التحول التأكسدي/الاختزالي للزرنيخ في الأوساط المائية
8.2 حفظ الخشب
9 الاستخدامات
9.1 الزراعة
9.2 الطب
9.3 السبائك
9.4 متفرقات
10 المخاطر
10.1 الحدود العظمى للتراكيز
11 في الحياة والثقافة العامة
11.1 في اللغة
11.2 في الثقافة
12 طالع أيضاً
13 هوامش
14 مراجع
14.1 باللغة العربية
14.2 بلغات أجنبية
14.3 مصادر

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**, **3**, 2, 1, [2] -3 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.18 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 947.0 كيلوجول·مول−1
	الثاني: 1798 كيلوجول·مول−1
	الثالث: 2735 كيلوجول·مول−1
نصف قطر ذري	119 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	119±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	185 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري ثلاثي[3]
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[4]
مقاومة كهربائية	333 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	50.2 واط·متر−1·كلفن−1 (300 كلفن)
معامل يونغ	8 غيغاباسكال
معامل الحجم	22 غيغاباسكال
صلادة موس	3.5
صلادة برينل	1440 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-38-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الزرنيخ

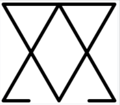
النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{73}As	مصطنع	80.3 يوم	ε	-	^{73}Ge
			γ	- (ت.د)	-
^{74}As	مصطنع	17.78 يوم	ε	-	^{74}Ge
			β^+	0.941	^{74}Ge
			γ	0.595, 0.634	-
			β^-	1.35, 0.717	^{74}Se
^{75}As	100%	^{75}As هو نظير مستقر وله 42 نيوترون			

ع · ن · ت

التاريخ [عدل]

أجرى جابر بن حيان تجارب ناجحة في فصل الزرنيخ

عُرفت كبريتيدات الزرنيخ (مثل الرهج الأصفر ورهج الغار) وأكاسيده منذ القدم، وكانت لها تطبيقات مختلفة.[11] كما كان الزرنيخ يُمزَج أحياناً مع البرونز خلال العصر البرونزي، ممّا كان يجعل السبيكة أكثر صلابة (وهي تعرف حالياً باسم البرونز الزرنيخي).[12][13] حوالي 300 سنة قبل الميلاد وَصفَ زوسيموس من بانوبوليس كيفية تحميص رهج الغار «sandarach» للحصول على «سحابة من الزرنيخ» (ثلاثي أكسيد الزرنيخ)، والتي استحصل منها على الزرنيخ الرمادي بتفاعل اختزال.[14] وقبل سنة 815 للميلاد؛[15] وصف جابر بن حيان كيفية فصل وعزل الزرنيخ بشكل مفصّل،[1] كما تمكن ألبرتوس ماغنوس لاحقاً سنة 1250 من وصف عملية فصل عنصر الزرنيخ من تسخين ثلاثي كبريتيد الزرنيخ.[16] عرف الصينيون الآثار السامّة للزرنيخ، حيث وصفت موسوعة بنتساو كانغمو في القرن السادس عشر الميلادي استخدام الزرنيخ ومستحضراته مبيداتٍ للآفات في حقول الأرز. لم تكن في البداية أعراض التسمّم بالزرنيخ موصوفةً بالدقّة الكافية، لذلك انتشرت في التاريخ حالات القتل المتعمّد بالزرنيخ، إلى أن طُوّرت اختبارات الكشف، وأشهرها وأكثرها حساسية هو اختبار مارش. نظراً لشيوع استخدام الزرنيخ في حالات القتل في العائلات المالكة أثناء التنازع على العرش، ونظراً لسمّيته الشديدة وسهولة إخفائه، فقد أطلق عليه اسم «سمّ الملوك» وكذلك «ملك السموم».[17]



رمز خيميائي للزرنيخ

كان يوهان شرودر من أوائل من نشر عن هذا العنصر في العصور الحديثة، حيث نشر سنة 1649 أسلوبين للحصول على الزرنيخ.[18] يعدّ سائل كاديت المدخّن أوّل مركّب عضوي فلزّي جرى تحضيره بشكل مصطنع، وذلك سنة 1760 من الكيميائي لوي كلود كاديت دي غاسيكو، عند قيامه بمفاعلة أسيتات البوتاسيوم مع ثلاثي أكسيد الزرنيخ.[19] منح بيرسيليوس العنصر الرمز As سنة 1814 من الاسم الإغريقي للعنصر «Arsenikós». كان أبيض الزرنيخ (أكسيد الزرنيخ) في العصر الفيكتوري مستخدماً ضمن مستحضرات التجميل، حيث كان يُظنُّ أنّ دَعكَه على البشرة يؤدّي إلى تحسينها؛ كما شاع استخدام أبيض الزرنيخ في تحضير الخُضُب، حيث كان يضاف من أجل زيادة النصوع.[20] من الخُضُب الزرنيخية التي شاع استخدامها في البداية منذ اكتشافها في القرنين الثامن عشر والتاسع عشر كلٌّ من أخضر باريس وأخضر شيله؛[21] ولكن مع انتشار المعارف عن سمّيّة الزرنيخ قلّ انتشار استخدامها لغرض التلوين؛ ولكن بالمقابل بدأ منذ أوخر القرن التاسع عشر استخدام الزرنيخ ومركّباته في تحضير المبيدات،[22] مثل مركّب زرنيخات الكالسيوم (زرنيخ الجير) وزرنيخات الرصاص الهيدروجينية (زرنيخ الرصاص)، قبل أن تُطَوَّر طرقُ تحضير المبيدات العضوية لاحقاً، مثل DDT سنة 1942.[23][24][25]

الوفرة الطبيعية [عدل]

صورة مكبَّرة لبلورةٍ من الزرنيخ من عيّنةٍ عُثرَ عليها في منطقة كلادنو في التشيك.

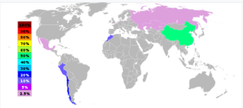
على العموم فإنّ عنصر الزرنيخ قليلُ الانتشار في غلاف الأرض الصخري؛ وهو من العناصر المحبّة للسيليكات حسب تصنيف غولدشميت، حيث يكون تركيزه أكبر بالقرب من سطح الأرض من باطنها.[26] يكون تركيز الزرنيخ في القشرة الأرضية قريباً من وفرة عنصرَي اليورانيوم والجرمانيوم؛ وذلك بمقدار حوالي 1.5 جزء في المليون (0.00015%) وسطياً من تركيبها، وهو بذلك يقع في المجال الأوسط بين العناصر الكيميائية من حيث ترتيب الوفرة فيها. يمكن أن يُعثَر على الزرنيخ في الطبيعة نتيجةً للثورات البركانية التي تنشر أكسيد الزرنيخ الثلاثي على شكل هباءٍ جوّي؛ ولكن لا تتجاوز تراكيز الزرنيخ الوسطية في الهواء مقدار 3 نانوغرام/م^3 في الجوّ، و100 مغ/كغ في التربة، و10 ميكروغرام/اللتر في الماء العذب.

عيّنة كبيرة نسبياً من الزرنيخ العنصري الطبيعي عثر عليها في جبال هارز في ألمانيا.

يمكن أن يُعثَر على الزرنيخ بشكله العنصري الحرّ في الطبيعة، فهو بذلك من المعادن وفق تصنيف الجمعية الدولية للمعادن؛[27] لكن ذلك نادر الحدوث ومحدود الانتشار، إذ حتى سنة 2011 سُجّل فقط 330 موقعاً جغرافياً حاوياً على الزرنيخ العنصري الحرّ.[28] بشكلٍ أكثر شيوعاً يدخل الزرنيخ في تركيب عددٍ معتبَرٍ من المعادن، وذلك غالباً على شكل معادن الزرنيخيد أو معادن الزرنيخات؛ وكذلك بشكلٍ كبير مع معادن الكبريتيدات ومعادن أملاح السلفو. على العموم هناك حوالي 565 معدناً معروفاً للزرنيخ.[29]

من الأمثلة النمطية لمعادن الزرنيخيدات كلٌّ من معادن لولينغيت $FeAs_2$ وألغودونيت Cu_6As ودوميكيت Cu_3As، وسكوتيروديت $CoAs_3$. تعدّ المعادن من النمط MAsS واسعة الانتشار، مثل معادن أرسينوبيريت FeAsS وكوبالتيت CoAsS وغيرسدورفيت NiAsS. من الأمثلة الأخرى المعروفة لمعادن الزرنيخ كلٌّ من رهج الغار As_4S_4 والرهج الأصفر As_2S_3، وأرسينوليت As_4O_6 وإنارغيت Cu_2CuAsS_4 وبروستيت Ag_3AsS_3 ورامِلسبيرغيت $NiAs_2$ وسافلوريت $CoAs_2$ وسبيريليت $PtAs_2$. غالباً ما توجد معادن الزرنيخات بالترافق مع معادن الفوسفات. يوجد هناك أيضاً عددٌ من أشكال عضوية مختلفة للزرنيخ في الطبيعة.[30]

الإنتاج [عدل]



الإنتاج العالمي من الزرنيخ سنة 2006.[31]

يُستحصَل على هذا الفلز من إجراء عملية تحميصٍ للمعادن الحاوية على الزرنيخ، خاصّةً معدن أرسينوبيريت بغياب الهواء، ممّا يؤدّي إلى تسامي الزرنيخ العنصري تاركاً وراءه أكاسيد الحديد؛[30] ثمّ بإعادة تكثيفه مرّةً أخرى للحصول على الطور الصلب منه:

$$\mathbf{FeAsS_{(s)} \longrightarrow FeS_{(s)} + As_{(g)}}$$

التفكّك الحراري لمعدن أرسينوبيريت إلى كبريتيد الحديد الصلب وبخار عنصر الزرنيخ

يمكن الحصول على الزرنيخ ناتجاً ثانوياً أثناء تنقية بعض الفلزّات، مثل النحاس بشكلٍ أساسيٍّ، بالإضافة إلى الذهب والرصاص؛[32] وذلك بإجراء اختزال حراري لأكسيد الزرنيخ الثلاثي As_2O_3 بوجود فحم الكوك أو الحديد. يُنقّى الزرنيخ من الشوائب المرافقة مثل الكبريت والكالكوجينات الأخرى بالمعالجة الحرارية تحت الفراغ (وسط مخلّى من الهواء)، أو في جوٍّ من الهيدروجين، أو بتقطير مصهور مزائج الزرنيخ مع الرصاص.[33] في الأسلوب الأخير المذكور يقوم الرصاص بانتزاع الكبريت من خامات الزرنيخ ويتشكّل كبريتيد الرصاص في حين يتسامى الزرنيخ ويفصل عن المزيج، ويُستحصَل بذلك على درجة نقاوة 99.999%؛ لكنّ ذلك ليس كافياً لتطبيقاتٍ حسّاسةٍ مثل صناعة أشباه الموصلات، حيث يجب أن تكون النقاوة مرتفعة جدّاً إلى درجة 99.99999%؛ وللوصول إليها يتمّ على سبيل المثال إجراء اختزال بالهيدروجين لمركّب كلوريد الزرنيخ الثلاثي المعادِ تقطيره عدّة مرّات:

$$2\,AsCl_3 + 3\,H_2 \longrightarrow 6\,HCl + 2\,As$$

يمكن أيضاً الحصول على الزرنيخ مرتفع النقاوة من تشكيل مركّب الأرسين AsH_3؛ ثمّ بتسخينه إلى درجات حرارة حوالي 600 °س، حيث يتفكّك حرارياً إلى مكوّناته العنصرية من الزرنيخ والهيدروجين.[34]

تعدّ الصين (وفق إحصائيات سنة 2014) أكبرَ منتجٍ للزرنيخ في العالم، وذلك وفق بيانات هيئة المساحة الجيولوجية الأمريكية؛ ومن الدول ذات الإنتاج المعتبَر من الزرنيخ كلٌّ من المغرب وروسيا وبلجيكا، بالإضافة إلى دول أمريكا الوسطى والجنوبية مثل بوليفيا وتشيلي والمكسيك والبيرو.[35]

الترتيب	البلد	الإنتاج العالمي المُعلَن من As_2O_3 سنة 2014 [35]
1	الصين	25,000 طن
2	المغرب	8,800 طن
3	روسيا	1,500 طن
4	بلجيكا	1,000 طن
5	بوليفيا	52 طن
6	اليابان	45 طن
—	**مجموع باقي الإنتاج العالمي**	**36,400 طن**

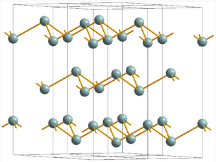
النظائر [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر الزرنيخ

الزرنيخ عنصرٌ أحاديُّ النظير، أي لا يوجد في الطبيعة منه إلّا نظيرٌ واحدٌ فقط، وهو النظير المستقرّ زرنيخ-75 ^{75}As؛[36] كما لا توجد نظائر مشعّة طبيعية له، بالتالي فهو أيضاً عنصرٌ أحاديُّ النويدة. تتكوّن نواة الزرنيخ الطبيعي من 33 بروتون و42 نيوترون، وهي ذات لفٍّ مغزلي مقداره 3/2.

بالمقابل، فإنّه وفق بيانات سنة 2003 يوجد حوالي 33 نظيرٌ مشعٌّ مُصطنَعٌ من الزرنيخ، والتي تتراوح أعدادها الكتلية بين 60 إلى 92 وحدة كتلٍ ذرّية، وأكثرها استقراراً النظير زرنيخ-73 ^{73}As، والذي يبلغ عمر النصف لديه مقدار 80.30 يوم. أمّا باقي النظائر المشعّة للزرنيخ فلها أعمار نصف أقلّ من يومٍ واحد، ما عدا النظير زرنيخ-71 ^{71}As (عمر النصف 65.30 ساعة) والنظير زرنيخ-72 ^{72}As (عمر النصف 26.0 ساعة) والنظير زرنيخ-74 ^{74}As (عمر النصف 17.77 يوم) والنظير زرنيخ-76 ^{76}As (عمر النصف 1.0942 يوم) والنظير زرنيخ-77 ^{77}As (عمر النصف 38.83 ساعة). تضمحلُ النظائر الأخفّ من النظير المستقرّ زرنيخ-75 ^{75}As باضمحلال بيتّا من النمط $β^+$؛ أمّا الأثقل فتضمحلّ وفق النمط $β^-$ (مع وجود بعض الاستثناءات). يوجد هنالك عشرة مصاوغات نوويّة موصوفة على الأقلّ للزرنيخ، وتتراوح أعدادها الكتلية بين 66 إلى 84، وأكثرها استقراراً هو ^{68m}As بعمر نصف مقداره 111 ثانية.[36]

الخواص الفيزيائية [عدل]



البنية البلّورية للزرنيخ الرمادي، وهي نفسها التي تتّبعُها بلّورات عنصر الإثمد ومعدن الستيبارسين.

يوجد الزرنيخ طبيعياً على عدّة أشكال تختلف فيما بينها ببنيتها البلّورية، تعرف هذه الظاهرة باسم التآصل، ومن بين تلك الأشكال كلٌّ من الزرنيخ الرمادي والأصفر والأسود، ويعدّ الرمادي أكثرها شيوعاً.[37] يتمتّع الزرنيخ الرمادي بسماتٍ قريبةٍ من سمات الفلزّات، وتظهر هذه السِّمَةُ فيه بشكلٍ واضحٍ وأكبر من باقي عناصر المجموعة الخامسة.[38] على الرغم من ثباتيّته في الهواء الجاف، إلّا أنّ الزرنيخ الرمادي يفقد لمعانه ويشكّل طبقةً سطحيةً ذات لون برونزي-ذهبي عند التعرّض للرطوبة الجوّية، والتي تؤول بالنهاية وتتحوّل إلى طبقةٍ سوداء.[39] تتّبعُ بلّورات الزرنيخ الرمادي (زرنيخ من النمط ألفا α-As) الزمرة الفراغية R3̄m (رقم 166)، وهي ذات بنية مزدوجة الطبقات ومؤلّفة من حلقات سداسية متداخلة ومنفوشة، تأخذ شكل الكرسي في ترتيبها. يؤدّي ضعف الترابط بين تلك الطبقات إلى تقصّف وهشاشة الزرنيخ، لذلك فإنّ لهذا العنصر صلادة منخفضة نسبياً وفق مقياس موس (قيمتها 3.5). من جهةٍ أخرى، يؤدّي تقارب الذرّات من بعضها نتيجة التداخل إلى تشكّل نموذجٍ ذرّي مضغوط على شكل ثماني سطوح غير منتظم (مُشوَّه)، بحيث تكون فيه ثلاث ذرّات واقعة في نفس الطبقة المزدوجة أقرب من بعضها من الثلاث التالية.[40] تعطي هذه التعبئة المتراصّة النسبية كثافة مرتفعة للزرنيخ، والتي تبلغ 5.73 غ/سم³.[41]

يكون الشكل الأصفر من الزرنيخ طريّاً وشمعيّاً، وهو شبيه نوعاً ما إلى رباعي الفوسفور P_4؛[42] إذ إنّ كلتا البُنيَتين ذاتُ ترتيبٍ على شكل رباعي سطوح، ترتبط فيه الذرّات مع بعضها برابطة أحادية. يؤدّي هذا الترتيب الذرّي في As_4 إلى عدم الاستقرار، وهو شكل قليل الكثافة (تبلغ 1.97 غ/

سم3.[41]) وقابل للتطاير، وهو الأكثر سمّيّة بين متآصلات الزرنيخ. يُستحصَل على الطور الصلب الأصفر لهذا العنصر عند التبريد السريع لبخار الزرنيخ، وهو سرعان ما يتحوّل إلى الشكل الرمادي عند التعرّض للضوء.[34]

يشبه الزرنيخ الأسود من حيث الخواص الفوسفور الأسود؛[41] وهو هشٌّ وموصلٌ رديءٌ للكهرباء،[43] وتقع قيمة فجوة النطاق للشكل اللابلوري عند مجال بين 1.2–1.4 إلكترون فولت.[38] عند درجات حرارة أعلى من 270 °س يتحوّل الزرنيخ الأسود إلى الرمادي. يوجد هناك نمطان من المتآصل الأسود للزرنيخ، أحدهما لابلّوري، ويتشكّل من تبريد بخار الزرنيخ عند درجات حرارة بين 100–220 °س، ويوصف بالزجاجي، وتتراوح كثافته بين 4.7 إلى 5.1 غ/سم3. أمّا عند تسخين الزرنيخ الأسود الزجاجي اللابلّوري بوجود بخار الزئبق عند درجات حرارة بين 100 إلى 175 °س فيتحوّل إلى شكلٍ بلّوري ذو نظام معيني قائم.[44]

يُبدي الزرنيخ وبعض مركّباته خاصّية التسامي جرّاء التسخين عند الضغط الجوي، حيث يتحوّل بشكلٍ مباشرٍ إلى الطور الغازي من غير المرور بالحالة السائلة عند درجة حرارة تتراوح بين 613-615 °س.[1][45] لبخار الزرنيخ لون أصفر ليموني، ويكون تركيبه لدرجات حرارة تصل إلى 800 °س من جزيئات As_4، أمّا عند درجات حرارة أعلى من 1700 °س فيعثر عليه على شكل جزيء ثنائي الذرّة من As_2. حُدّدت النقطة الثلاثية للزرنيخ عند ضغط مقداره 3.63 ميغاباسكال وعند درجة حرارة مقدارها 820 °س.[1][41]

الخواص الكيميائية [عدل]

يأتي الزرنيخ في الجدول الدوري للعناصر وسطاً بين المجموعة الرئيسية الخامسة للعناصر، والتي تشمل أيضاً النتروجين والفوسفور والإثمد والبزموت، وينعكس ذلك بالتالي على خواصه الفيزيائية والكيميائية. للزرنيخ كهرسلبية وطاقات تأيّن مشابهة لمجانسه الفوسفور الأخفّ منه في المجموعة. يبلغ نصف قطر ذرة الزرنيخ 124.5 بيكومتر، وهو يَنقصُ عند تشكيل روابط تساهمية إلى 121 بيكومتر. عند التأيّن يصبح نصف القطر الأيوني 34 بيكومتر لأيون الزرنيخ الخماسي As^{+5}، إذ تبقى مدارات s و p الخارجية غير مشغولة؛ أمّا نصف القطر الأيوني للزرنيخ الثلاثي As^{+3} فيبلغ 58 بيكومتر (مدارات p الخارجية هي التي تكون غير مشغولة فقط). عند تشكيلها للمعقّدات التناسقية تحيط بأيونات الزرنيخ الخماسي أربعُ رُبيطات؛ في حين أنّ أيوناتِ الزرنيخ الثلاثي تكون محاطةً بستِّ رُبيطات.

يتأكسد الزرنيخ عند التسخين في الهواء إلى أكسيد الزرنيخ الثلاثي؛ وتكون لأبخرة هذا التفاعل رائحةٌ تشبه رائحةَ الثوم. يمكن أن تُلاحظ هذه الرائحة أيضاً عند الطرق الميكانيكي على معادن الزرنيخيد (مثل الأرسينوبيريت).[1] تؤدّي الأكسدة اللاحقة لأكسيد الزرنيخ الثلاثي بمؤكسدات مثل بيروكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني) أو الأوزون إلى الحصول على أكسيد الزرنيخ الخماسي؛ وفي حال وجود الفلور يُستحصَل على فلوريد الزرنيخ الخماسي (خماسي فلوريد الزرنيخ).[39] لا يتفاعل الزرنيخ على العموم مع الماء أو القلويات أو الأحماض غير المؤكسدة.[46] يُحضّر حمض الزرنيخيك من مفاعلة الزرنيخ أو ثلاثي أكسيد الزرنيخ مع حمض النتريك المركّز؛

$$\mathrm{As + 5\,HNO_3 \longrightarrow 5\,NO_2 + H_2O + H_3AsO_4}$$

أمّا التفاعل مع حمض النتريك أو حمض الكبريتيك الممدَّد فيعطي حمض الزرنيخوز:

$$\mathrm{2\,As + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 3\,SO_2 + 2\,H_3AsO_3}$$

يتفاعل الزرنيخ مع الفلزّات النشيطة ليشكّل الزرنيخيدات الموافقة، وهي مركّبات ليست بأيونية، إذ أنّ تَشكّلَ أيونات الزرنيخيد As^{-3} سيكون ماصّاً للحرارة بشكل كبير، بالتالي فلزرنيخيدات الفلزّات القلوية صفات المركّبات بين الفلزّية.[39] مثلما هو الحال مع عناصر الجرمانيوم والسيلينيوم والبروم، وهي عناصر الدورة الرابعة التي يكون مدارها الإلكتروني d ممتلئاً، فإنّ الزرنيخ أيضاً لا يميل إلى تشكيل حالة الأكسدة +5، وذلك بشكلٍ معاكسٍ لجيرانه في مجموعته الفوسفور والإثمد؛ ولذلك الأمر يعدّ مركبا خماسي أكسيد الزرنيخ وحمض الزرنيخيك من المؤكسدات القوية.[39]

المركبات الكيميائية [عدل]

يشكّل الزرنيخ عدداً من المركّبات الكيميائية تتراوح فيها حالة الأكسدة بين -3 في مركّبات الزرنيخيد، وحالة الأكسدة +3 في مركّبات الزرنيخيت، وحالة الأكسدة +5 في مركّبات الزرنيخات وأغلب مركّبات الزرنيخ العضوية.

المركبات اللاعضوية

يعدّ الأرسين AsH_3 من أبسط مركّبات الزرنيخ، وهو مركّب ثلاثي الهيدريد، ويتميّز بأنّه سامّ جداً وتلقائي الاشتعال؛ وهو شبه مستقر، ولكنه يتفكّك ببطءٍ عند درجة حرارة الغرفة، لكن عند درجات حرارة تتراوح بين 250-300 °س فإنّ المركّب يتفكّك بسرعة إلى مكوّناته من الزرنيخ والهيدروجين.[47] توجد عدّةُ عوامل ذات تأثيرٍ على سرعة تفكك الأرسين، منها نسبة الرطوبة ومقدار التعرّض للضوء ووجود حفّاز مناسب، مثل الألومنيوم.[48] يتأكسد هذا المركّب بسهولة بأكسجين الهواء إلى ثلاثي أكسيد الزرنيخ والماء، ويمكن أن تحدث تفاعلات مناظرة عند وجود الكبريت أو السيلينيوم بدلاً من الأكسجين.[47]

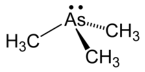
يتشكّل أكسيد الزرنيخ الثلاثي As_2O_3 (أبيض الزرنيخ) ناتجاً أساسياً عند أكسدة هذا العنصر، حيث يُستحصَل على شكل بلّورات بيضاء؛ في حين أنّ الأكسدة اللاحقة بالمؤكسدات تعطي أكسيد الزرنيخ الخماسي As_2O_5، والذي يتميّز بقابلية الاسترطاب وسهولة الانحلالية في الماء. تعطي حلمهة ثلاثي أكسيد الزرنيخ حمض الزرنيخوز H_3AsO_3، والذي يمكن أن تكتب صيغته على الشكل $As(OH)_3$؛[49] وتسمّى أملاحه بالزرنيخيت، ومن أمثلتها زرنيخيت الصوديوم $NaAsO_2$ وزرنيخيت البوتاسيوم $KAsO_2$ وزرنيخيت النحاس الهيدروجيني $CuHAsO_3$

(أخضر شيله). أمّا حمض الزرنيخيك H_3AsO_4، فهو حمض ضعيف أيضاً، وتسمّى أملاحه بالزرنيخات؛[49] ومن أمثلتها زرنيخات الكالسيوم $Ca_3(AsO_4)_2$ وزرنيخات البوتاسيوم الهيدروجينية KH_2AsO_4 وكذلك زرنيخات الرصاص الهيدروجينية $PbHAsO_4$.

هناك طيفٌ واسعٌ من المركّبات بين الزرنيخ والكبريت، منها كبريتيد الزرنيخ الثلاثي As_2S_3 (في معدن الرهج الأصفر) و As_4S_4 (في معدن رهج الغار)؛[50] بالإضافة إلى كبريتيد الزرنيخ الخماسي As_2S_5 كما يدخل الزرنيخ بشكلٍ مناظرٍ في مركّبات السيلينيد مثل سيلينيد الزرنيخ الثلاثي As_2Se_3؛ وكذلك مركّبات التيلوريد، حيث أنّ أنيون As_2Te^- معروف بكونه ربيطة في معقّدات الكوبالت.[51] كما تُعرَف أيضاً مركّبات ثلاثي هاليد الزرنيخ المختلفة (الفلوريد AsF_3 والكلوريد $AsCl_3$ والبروميد $AsBr_3$ واليوديد AsI_3) وكذلك رباعي يوديد ثنائي الزرنيخ As_2I_4؛ أمّا بالنسبة لمركّبات خماسي هاليد الزرنيخ فأشهرها فلوريد الزرنيخ الخماسي AsF_5 (خماسي فلوريد الزرنيخ)، وهو مُفَلوِرٌ ومؤكسدٌ قوي. أمّا كلوريد الزرنيخ الخماسي (خماسي كلوريد الزرنيخ) فهو مستقرّ فقط عند درجات حرارة أدنى من −50 °س، إذ يتفكّك عندها إلى ثلاثي كلوريد الزرنيخ وغاز الكلور.[41]

تعدّ مركّبات الزرنيخيدات مثل زرنيخيد الغاليوم GaAs وزرنيخيد الإنديوم InAs وزرنيخيد الألومنيوم AlAs ذات أهميّة صناعية رغم سمّيّتها، لكونها من أشباه الموصلات.[52]

المركبات العضوية



ثلاثي ميثيل الزرنيخ.

بشكلٍ مشابهٍ للأمينات والفوسفانات فإنّ الزرنيخ يشكّل المركّبات العضوية الموافقة بدلاً من النتروجين والفوسفور على الترتيب، ومن أوضح الأمثلة عليها مركّب ثلاثي ميثيل الزرنيخ أو ثلاثي فينيل الزرنيخ. كما يدخل الزرنيخ على شكل ذرّةٍ غير متجانسة في المركّبات الحلقية مثل الأرسول أو الأرسينين، وهما مشابهان بنيويان للبيرول والبيريدين، على الترتيب.

هناك عددٌ معتبرٌ من مركّبات الزرنيخ العضوية، وقد طُوِّر العديد منها أثناء تجهيز ترسانة الأسلحة الكيميائية في الحرب العالمية الأولى، ومن ضمنها المُنَفِّطات مثل مركّب لويسيت، والمُقَيِّئات مثل الأدامسيت.[53][54][55] يعدّ حمض الكاكوديليك من الأمثلة على الاستخدامات العملية لمركّبات الزرنيخ العضوية، وهو يُستحصَل من مثيلة ثلاثي أكسيد الزرنيخ، وهو تفاعل لا مقابل له في كيمياء الفوسفور. كان الكاكوديل أول مركّب عضوي فلزّي جرى تحضيره، وتشتقّ تسميته من الكلمة الإغريقية «كاكوديا κακωδἰα» والتي تعني مقزّز أو كريه، إشارةً إلى رائحته المنفّرة.[56]

التحليل الكيميائي [عدل]

تفاعلات الكشف التقليدية [عدل]

يعطي اختبار اللهب التقليدي لمركّبات الزرنيخ لوناً أزرق شاحب للهب؛ ولكنّ هذا الاختبار غير انتقائي. من الاختبارات الانتقائية للكشف عن الزرنيخ اختبار مارش، وهو من تفاعلات الكشف ذات الأهمية في الكيمياء والطب الشرعي. يتضمّن الاختبار مفاعلة عيّنة يُشكّ أنّها حاويةٌ على الزرنيخ من جسد الجثّة (المعدة غالباً) مع فلزّ الزنك بوجود حمضٍ مثل حمض الكبريتيك الممدَّد. في حال وجود الزرنيخ يتشكّل غاز الأرسين، والذي يُمرّر على أنبوبٍ زجاجي، حيث يخضع إلى عملية تفكّك حراري، ممّا يؤدّي إلى تشكّل راسبٍ أسودٍ من الزرنيخ (مرآة سوداء).[57]

$$\mathrm{As_2O_3 + 6\,Zn + 6\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,AsH_3 + 6\,ZnSO_4 + 3\,H_2O}$$

في تفاعلٍ آخر يستخدَم محلول كلوريد القصدير الثنائي في حمض الهيدروكلوريك المركّز للكشف عن الزرنيخ، حيث يؤدّي وجود آثار من الزرنيخ إلى تلوّن المحلول باللون البنّي، إذ يختزل القصديرُ الثنائي الزرنيخَ الثلاثي، ويترسّب الزرنيخ العنصري الحرّ؛ ولكن قد يحدث تداخل مع الزئبق والفلزّات النبيلة في هذا التفاعل:[58]

$$\mathrm{2\,As^{3+} + 3\,Sn^{2+} \longrightarrow 3\,Sn^{4+} + 2\,As}$$

يمكن الكشف عن الزرنيخات في المحاليل المائية من مفاعلتها مع موليبدات الأمونيوم، حيث يترسّب راسبٌ أصفر، يكون ضعيف الانحلالية في الأحماض، لكنه سهل الانحلال في القواعد الكيميائية.

$$\mathrm{H_2AsO_4^- + 22\,H_3O^+ + 3\,NH_4^+ + 12\,MoO_4^{2-} \longrightarrow (NH_4)_3[As(Mo_3O10)_4 \cdot aq] + 34\,H_2O}$$

التحليل الآلي [عدل]

مطيافية الامتصاص الذرّي

تُجرى وفق طريقة اللهب في مطيافية الامتصاص الذرّي عملية تأيين لمركّبات الزرنيخ في لهبٍ مُختَزِلٍ من الهواء والأسيتيلين؛ ثم يلي ذلك إجراء قياسٍ للامتصاص عند طول موجة مقداره 189.0 و 193.8 نانومتر؛ وسُجّل حدُّ الكشف وفق هذا الأسلوب بمقدار 1 ميكروغرام/ميليلتر. يُستخدَم أسلوب الهيدريد بشكلٍ شائعٍ بالاستعانة بمركّب بورهيدريد الصوديوم $NaBH_4$ من أجل تحويل الزرنيخ إلى غاز الأرسين AsH_3؛ والذي يتفكّك بالتسخين عند درجات حرارة حوالي 1000 °س إلى مكوّناته العنصرية من الزرنيخ والهيدروجين داخل أنبوب كوارتز مسخنٍ كهربائياً؛ ويُكشَف عنه عند أطوال الموجة المذكورة. تبلغ قيمة حدّ الكشف وفق هذا الأسلوب مقدار 0.01 ميكروغرام/اللتر.[59] يوجد أيضاً أسلوب آخر يدعى أنبوب الغرافيت للقياس وفق هذه التقنية، حيث توضع العيّنة الصلبة الحاوية على الزرنيخ في أنبوب من الغرافيت، وتُسخّن إلى درجات حرارة تصل إلى 1700 °س، ممّا يؤدّي إلى تساميه، وتقاس قيمة التركيز لبخار الزرنيخ عند طول موجة مقداره 193.8 نانومتر.[60][61][62]

مطيافية الانبعاث الذرّي

من أجل تحديد وقياس نسبة الزرنيخ في العيّنات وفق تقنية مطيافية الانبعاث الذرّي تجرى عملية اقتران بين أسلوبَي الهيدريد وتقنية البلازما المقترنة بالحثّ/الفلورية المُستَحَثّة بالليزر. بالاستعانة بأسلوب الهيدريد يتحوّل الزرنيخ إلى غاز الأرسين، ثمّ يتمّ التذرير بالبلازما، في حين أنّ الليزر يَحُثُّ على الانبعاث. يمكن الحصول على حدّ كشف يصل إلى 0.04 نانوغرام/ميلي ليتر وفق هذا الأسلوب.[63]

مطيافية الكتلة

يمكن الكشف عن الزرنيخ وفق تقنية مطيافية الكتلة المزوّدة ببلازما مقترنة بالحثّ (ICP-MS)، حيث يتأيّن المركّب الحاوي على الزرنيخ بالبلازما حرارياً، وتدخل الأيونات إلى قسم التحليل داخل مطياف الكتلة ثم يُكشَف عنه بالمكشاف المناسب؛ وقد سُجل حدّ الكشف وفق هذه التقنية لمركّب زرنيخيت بمقدار 0.2 ميكروغرام/اللتر.[59][63][64]

القياس الضوئي

يتمّ تعيين تركيز الزرنيخ وفق تقنية القياس الضوئي بالكشف عن معقّد أزرق للزرنيخ يُعرَف باسم «أزرق موليبدنوم الزرنيخ»؛ والذي يُستحصَل من تفاعل الزرنيخ مع أورثو موليبدات الأمونيوم $(NH_4)_2MoO_4$، ثم يلي ذلك اختزال بمركّب كلوريد القصدير الثنائي $SnCl_2$ أو بالهيدرازين إلى معقّد أزرق. يتمّ الكشف عند طول موجة مقداره 730 نانومتر، وهو تقريباً قياسٌ خالٍ من أيّة تشويشات مرافقة، ويمكن تحسين قيمة حدّ الكشف عند استخدام أصباغ قاعدية مساعدة على تشكيل المعقّد.[59]

التحليل بالتنشيط النيوتروني

يعدّ أسلوب التحليل بالتنشيط النيوتروني ذا حساسيةِ كشفٍ مرتفعة تقع ضمن مجال أجزاء في التريليون.[65] يُستخدَم هذا الأسلوب بشكلٍ خاصٍ عندما تكون العيّنة الحاوية على الزرنيخ ذات تركيب معقّد أو يكون من الصعب معالجتها؛ لكنّه بالمقابل ليس قادراً على إعطاء دلائل على طبيعة التركيب الكيميائي. تُعرّضُ العيّنة، والتي تكون حاويةً على نظير الزرنيخ الطبيعي زرنيخ-75 ^{75}As، وفق هذا الأسلوب إلى نيوترونات نشيطة، ممّا يؤدّي إلى حدوث تأثر يتولّد عنه النظير الأثقل زرنيخ-76 ^{76}As، إلّا أنّه نظراً لعدم استقراره فإنّه سرعان ما يتفكّك وفق اضمحلال بيتا إلى النظير سيلينيوم-76. يجرى قياس كمّية إشعاع بيتّا الصادر، والذي يمكن من خلاله معرفة كمّية الزرنيخ الموجودة في العيّنة.

$$^{75}_{33}\mathrm{As} + ^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow ^{76}_{33}\mathrm{As} \longrightarrow ^{76}_{34}\mathrm{Se} + \mathrm{e}^{-}$$

الدور الحيوي [عدل]

مقالة مفصلة: كيمياء الزرنيخ الحيوية

لا تزال الأهمّية الحيوية للزرنيخ بالنسبة للإنسان غير معروفة تماماً؛ كما لا تعرف أعراض في حالة عوزه عند البشر. يُعثَر على الزرنيخ طبيعياً في الجسم، ولكن بآثارٍ نزرة؛ إذ يحوي الدمّ نسبةً تصل إلى 8 جزء في البليون (ppb)، ويتراوح التركيز في العظام بين 0.1 إلى 1.5 جزء في المليون (ppm)، وفي الشعر يصل إلى حوالي 1 جزء في المليون. يبلغ مجموع كمّية الزرنيخ طبيعياً في جسم إنسان بالغ حوالي 7 ميليغرام. تشير بعض الدلائل إلى أهمّية وجود آثار من الزرنيخ عند بعض أنواع الطيور (الدجاج) وعند بعض أنواع الثدييّات (الجرذان والهامستر والماعز)؛ إلّا أنّ الدور الوظيفي الحيوي لا يزال غير معروفاً.[66][67][68]

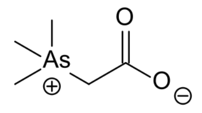
يدخل الزرنيخ في تركيب بعض الأنواع في الكيمياء العضوية الحيوية، مثلما هو الحال مع الليبيدات،[69] أو السكّريدات أو الغليكوليبيدات، وكذلك مركبا أرسينوبيتاين وأرسينوكولين، بالإضافة إلى الريبوزات الزرنيخية المستبدلة المتنوّعة. تكثر هذه المركّبات الزرنيخية العضوية في الأحياء المائية، وخاصّةً في الطحالب والإسفنجيات وثنائيات الصدفة، وفي بعض أنواع الأسماك. لذلك تعدّ المأكولات البحرية المصدر الرئيسي للتعرّض إلى الزرنيخ العضوي مثل الليبيدات والسكّريدات الزرنيخية، حيث يكون الجسم قادراً على استقلابها.[70]

علم الوراثة [عدل]

تشمل التغيّرات الحيوية التي يسبّبها التركيز المرتفع من الزرنيخ عند الإنسان كلاً من مثيلة الدنا وتحوير الهستونات وتدخّل الحمض النووي الريبوزي (تدخّل الرنا). هناك صلةُ وصلٍ بين الزرنيخ وبين التغيّرات التخلّقية الجينية المتعاقبة، وهي التغيّرات الوراثية في التعبيرات الجينية الحاصلة من غير حدوث تغيّرات في تسلسل الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين (تسلسل الدنا). يؤدّي وجود مستويات مؤذيةٍ من الزرنيخ إلى حدوثٍ تغييرٍ معتبرٍ في درجة مثيلة الحمض النووي الريبوزي منقوص الأكسجين للجينات الكابتة للورم p16 و p53؛ ممّا يزيد من خطورة التسرطن. دُرِسَت هذه الظواهر التخلّقية الجينية المتعاقبة «في المختبر» (خارج الحيوية) باستخدام خلايا كِلية بشرية، وكذلك في «في الجسم الحي» باستخدام خلايا كبد جرذ وخلايا دم بيضاء طرفية عند البشر.[71]

الاستقلاب [عدل]

عند دخول الزرنيخ ومركّباته اللاعضوية في السلسلة الغذائية فإنّها تتعرّض بشكلٍ مستمرٍّ للاستقلاب بعملية المثيلة.[72][73] فعلى سبيل المثال، يقوم أحد أنواع الفطور [ملاحظة 1] بإنتاج كمّيّاتٍ معتبَرةٍ من ثلاثي ميثيل الزرنيخ عند وجود الزرنيخ اللاعضوي.[74] يُعثَر على المركّب العضوي الزرنيخي الحيوي أرسينوبيتاين في بعض الأحياء البحرية مثل الأسماك والطحالب، وكذلك في بعض أنواع الفطور بتراكيز متفاوتة؛ وهي مادّة ذات تأثيرٍ سمّيٍّ منخفضٍ نسبياً.[75][76]



أرسينوبيتاين

البكتريا [عدل]

تقوم بعض الأنواع من البكتريا بتأمين مصدرٍ للطاقة في غياب الأكسجين بواسطة اختزال الزرنيخات إلى زرنيخيت. في حين أنّ أنواعاً أخرى من البكتريا تستخدم الزرنيخيت وقوداً، وتؤكسده إلى زرنيخات.[77] في سنة 2008 اكتُشِف نوعٌ من البكتريا قادرٌ على استخدام نسخةٍ مُحوّرةٍ من التركيب الضوئي في غياب الأكسجين يُستخدَم فيها الزرنيخيت مانحاً للإلكترونات، ويتأكسد بذلك إلى الزرنيخات.[78] تتضمّن هذه العمليات استخدام إنزيمات تدعى مختزلة الزرنيخات.[79] [ملاحظة 2]

في سنة 2011 افترضت دراسةٌ أنّ بعض أنواع البكتريا [ملاحظة 3] قادرٌ على النموّ بغياب الفوسفور باستخدامه للزرنيخ بدلاً منه،[80] وذلك اعتماداً على أنّ بنية الزرنيخات مشابهةٌ لبنية الفوسفات؛ لكنّ تلك الفرضية جوبهت بالانتقاد والتفنيد من عدّة مجموعات بحثٍ مستقلّة.[81][82]

الأثر البيئي [عدل]

يمكن أن يعثَر على آثارٍ من الزرنيخ في الماء والغذاء والتربة والهواء.[83][84] هناك مصادرٌ طبيعية تؤدّي إلى التعرّض إلى الزرنيخ اللاعضوي مثل الرماد البركاني، والتجوية الطبيعية للمعادن والخامات، بالإضافة إلى المياه الجوفية في بعض المناطق. من جهةٍ أخرى، يمكن أن يكون وجود مركّبات الزرنيخ العضوية مؤشّراً على حدوث تلوّث صناعي.[85]

مياه الشرب [عدل]

تعدّ مسألة تلوّث المياه الجوفية بالزرنيخ إحدى القضايا البيئية الرئيسية التي يسبّبها هذا العنصر الكيميائي؛ وقد سُجّلت عدّة حالات تلوّث في أماكن مختلفة من العالم.[86][87] وضعت منظّمة الصحّة العالمية معياراً يضبط الحد الأعلى الموصى به من الزرنيخ في مياه الشرب بمقدار 10 جزء في البليون (ppb)؛[88] إلّا أنّ حوالي 137 مليون نسمة في العالم يشربون مياهً حاويةً على مستويات أعلى من ذلك؛ منهم 57 مليون نسمة يشربون ماءً يفوق فيه تركيز الزرنيخ حدّ 50 جزء في البليون.[89]

أدّى التلوّث الشديد للمياه الجوفية بالزرنيخ في حوض البنغال إلى انتشار حالات من التسمّم بالزرنيخ واسعة النطاق في بنغلاديش،[90] وباكستان.[91] تنتشر حالات تلوّث المياه الجوفية بالزرنيخ أيضاً في بلدان جنوب شرق آسيا مثل فيتنام وكمبوديا، وكذلك في تايلاند؛ حيث تساعد الظروف الجيولوجية طبيعياً في ارتفاع محتوى الزرنيخ مثلاً في نهر تشاو فرايا.[92] في الولايات المتحدة الأمريكية يُعثَر على الزرنيخ في المياه الجوفية غالباً في جنوب الغرب؛[93] كما يُعثَر عليه أيضاً في مناطق من الولايات الشمالية/الشمالية الشرقية.[94] كما يوجد الملايين من الآبار ذات الملكية الخاصة، والتي لم تخضع لتحليل كيميائي، والتي قد يكون البعض منها حاوياً على مستوياتٍ من الزرنيخ تفوق الحدّ الموصى به.[95] في كندا قام الباحثون في هيئة المسح الجيولوجي بوضع نماذج لتمثيل مقدار التفاوت في التعرّض للزرنيخ الطبيعي في مقاطعة نيو برونزويك.[96] كما توجد أيضاً مستوياتٌ مرتفعةٌ من الزرنيخ في المياه الجوفية في تشيلي.[97][98][99]

الآثار الصحية [عدل]

وجدت دراسة أنّ التعرّض لمستوياتٍ منخفضةٍ من الزرنيخ تراوح 100 جزء في البليون يؤدي إلى التسبّب بتضعيف الردّ المناعي الأوّلي لفيروس إنفلونزا الخنازير في بحثٍ أجري على الفئران، ممّا دفع بالاقتراح إلى أنّ هذا الأمر قد ينسحب على البشر.[100] كما وجدت دراسات أخرى علاقةً بين مستويات الزرنيخ المرتفعة وبين ضعف ردّ الفعل المناعي تجاه الإصابة بأمراضٍ مختلفة.[101][102]

هناك عدّة دراسات تربط بين محتوى الزرنيخ في مياه الشرب وبين أنواع مختلفة من السرطان. فقد وجدت علاقة بين سرطان الجلد والتعرّض للزرنيخ في ولاية ويسكونسن الأمريكية، حتّى في مستوياتٍ أدنى من معيار 10 جزء في البليون.[103] كما بيّنت دراسات أجريت في تشيلي على وجود دلائل طبّية تشير إلى العلاقة بين التعرّض المزمن للزرنيخ وبين نشوء عدّة أشكال من السرطان، حيث تبدأ تلك المخاطر بالظهور عند تراكيز أقلّ من 50 جزء في البليون؛[104] وخاصّةً عند وجود عوامل خطر أخرى مثل تدخين السجائر؛ حيث أنّ الزرنيخ هو مكوّن من مكوّنات دخان التبغ أيضاً.[105] اقترحت عدّة دراسات أجريت على التعرّض للزرنيخ اللاعضوي إلى وجود خطرٍ صغيرٍ، ولكنّه قابل للقياس، لاحتمالية الإصابة بسرطان المثانة عند تركيز 10 جزء في البليون.[106] في حين بيّنت دراسة في تايوان أنّ الزيادة المعتبرة في وفيات السرطان جرّاء التعرض للزرنيخ تحدث عند مستويات تفوق 150 جزء في البليون.[107]

الإزالة والتقليل من المخاطر [عدل]

استُخدِمَت عدّة وسائل فيزيائية وكيميائية وحيوية لإزالة أو تقليل نسبة الزرنيخ المنحلّ في المياه الجوفية.[108][109] يمكن إزالة الزرنيخ المنحلّ في مياه الشرب بالترسيب المشترك مع أكاسيد الحديد؛[110] حيث أظهرت بيانات مختلفة أنّ عمليات التطويف بوجود أكاسيد الحديد تزيل الزرنيخ

بنجاعةٍ تفوق 90%.[111][112][113] تعدّ المعالجة في عمودٍ معبّأٍ بأكسيد هيدروكسيد الحديد الثلاثي إحدى العمليات القياسية في معالجة المياه في عدّة دول.

يؤدّي الحفر الأعمق للآبار من أجل الوصول إلى مياه أنقى إحدى الطرق العمليّة والفعّالة لتجنّب تلوّث المياه الجوفية بالزرنيخ، إذ تتهيّأ الظروف بذلك لحدوث عملية «امتزاز» للزرنيخ على سطوح الصخور الرسوبية العميقة، ممّا يؤدي إلى التقليل من تركيزه.[114] من جهة أخرى، يمكن استخدام طرق حيوية بالاستعانة بالبكتريا المؤكسدة للزرنيخ،[115] التي تؤكسد الزرنيخيت إلى زرنيخات.[116] هناك نوع من النباتات [ملاحظة 4] قادرٌ على امتصاص الزرنيخ من التربة وتجميعه في أوراقه، ممّا دفع بالاقتراح إلى استخدامه في المعالجة النباتية للتخلّص من الملوّثات.[117] كما وُجِدَ نوعٌ من الطحالب حقيقة النواة [ملاحظة 5] ضمن المسطّحات المائية في متنزه يلوستون الوطني، كانت قادرةً على تحمّل مستوياتٍ مرتفعةٍ من الزرنيخ اللاعضوي، كما أنها تقوم أيضاً بأكسدته وتحويله إلى الشكل العضوي، ممّا يقلّل الخطورة؛ ويُدرس أيضاً إمكانية استخدامها في تنقية المياه.[118]

التحول التأكسدي/الاختزالي للزرنيخ في الأوساط المائية [عدل]

يمكن أن يوجد الزرنيخ في الطبيعة في عدّة حالات أكسدة (−3 و 0 و +3 و +5)، ولكن في المياه الطبيعية يوجد غالباً على شكل أملاح لاعضوية على هيئة أنيونات أكسجينية من الزرنيخيت (زرنيخ ثلاثي التكافؤ) أو الزرنيخات (زرنيخ خماسي التكافؤ). هناك أنواعٌ من البكتريا تساعد على التحوّل التأكسدي الاختزالي للزرنيخ؛ إذ توجد أنواعٌ من البكتريا المختزلة التي تقوم باختزال الزرنيخ الخماسي إلى الثلاثي؛[119] بالمقابل توجد هناك بكتريا كيميائية التغذية قادرةٌ على تحويل الزرنيخ الثلاثي إلى خماسي، وفي أثناء تلك العملية تقوم باختزال الأكسجين أو النترات، وتقوم باستخدام الطاقة المستحصلة لتثبيت الكربون.[120]

يتميّز الزرنيخ بكونه حساساً لعمليات الانتقال في الأوساط المائية وذلك حسب درجة حموضة الوسط (pH) وكذلك حسب جهد اختزال الأنواع الكيميائية الزرنيخية الموجودة. إنّ قيم pH المرتفعة تساعد على تحرير أيونات الزرنيخ إلى الوسط المائي، وخاصّةً من معادن الكبريتيدات الزرنيخية.[121] تؤثّر تفاعلات الأكسدة والاختزال على انتقال الزرنيخ؛[122][123] إذ أنّ الزرنيخيت هو الشكل الأكثر استقراراً في الأوساط المختزلة، في حين أنّ الزرنيخات، والتي هي أقلّ قابلية للحركة وللانتقال من الزرنيخيت، تكون سائدةً في الأوساط المؤكسدة عند قيم pH معتدلة. تكون الأوساط المختزلة غنيّةً بالمواد العضوية، ممّا يزيد من نشاط البكتريا المختزلة للزرنيخ التي تحوّل إلى الزرنيخيت المنحلّ، ممّا يساهم في ارتفاع مستويات الزرنيخ في المياه الجوفية.[124]

تَستقرِئُ حسابات التوازن الديناميكية الحرارية أنّ تركيز الزرنيخ الخماسي ينبغي أن يكون أكبر من الزرنيخ الثلاثي في أغلب الأوساط ما عدا شديدة الاختزال منها، والتي يحدث فيها مثلاً اختزالٌ لأنيون الكبريتات؛ من جهةٍ أخرى فإنّ تفاعلات الأكسدة-اختزال اللاأحيائية بطيئة. حيث أنّ أكسدة الزرنيخ الثلاثي بواسطة الأكسجين المنحلّ في الماء هو تفاعلٌ بطيء؛[125] فقد وجدت دراسة أنّ نسب As(V)/As(III) تكون ثابتةً في المحاليل الشحيحة بالأكسجين إلى مدّة ثلاثة أسابيع، في حين أنّ التغيّر التدريجي حصل على فتراتٍ زمنيةٍ أطول؛[126] كما تتعلّق حدوث قابلية التغيّر في العيّنة حسب نوعها.[127]

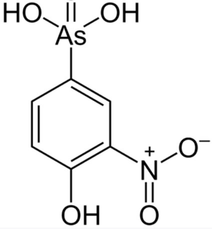
حفظ الخشب [عدل]

تعدّ مسألة استخدام مركّبات الزرنيخ في حفظ الخشب من الشؤون ذات الخطر البيئي في بعض الدول،[128] وخاصّةً الولايات المتحدة الأمريكية؛ حيث استُخدِم سنة 2007 حوالي 50% من كمّيّة الزرنيخ المنتجة لذلك الغرض، وذلك في تحضير مركّب زرنيخات النحاس الكروماتية.[32][129] تنشأ الخطورة من احتمالية رشح مركّبات الزرنيخ إلى التربة، أو عند حرق ألواح الخشب القديمة المعالَجة بالزرنيخ؛[130] رغم أنّ بعض اللوائح الناظمة في بعض الولايات الأمريكية تعتمد على دراساتٍ لا تجد علاقةً بين التخلّص من تلك الألواح وبين تلوّث المياه الجوفية بالزرنيخ.[131][132] على العموم؛ هناك نزعةٌ إلى استخدام بدائل أكثر أماناً خالية من الزرنيخ، مثل مركّبات البورات أو سيبروكونازول أو بروبيكونازول، بالإضافة إلى مركّبات نحاس عضوية أخرى.[133]

الاستخدامات [عدل]

الزراعة [عدل]

تُستخدَم مركّبات الزرنيخ في عددٍ من التطبيقات الزراعية، وخاصّةً في مجال المبيدات، وذلك



يضاف مركّب روكسارسون في المجال الزراعي إلى علف الدجاج وكان استخدامه محطّ جدل.

سواء المركّبات اللاعضوية مثل مركّب زرنيخات الرصاص الهيدروجينية المستخدم في رشّ الأشجار المثمرة؛[134] أو العضوية مثل مركبي أرسونات ميثيل أحادي الصوديوم (MSMA) وأرسونات ميثيل ثنائي الصوديوم (DSMA). كما كانت مركّبات الزرنيخ تستخدم سابقاً في تحضير مبيدات القوارض.

تضاف مركّبات الزرنيخ إلى علف الدواجن والخنازير، وخاصّةً في الولايات المتّحدة، من أجل زيادة وزن الحيوانات وتحسين كفاءة التحويل الغذائي والوقاية من الأمراض.[135][136] من الأمثلة على ذلك مركّب روكسارسون، والذي شاع استخدامه بنسبة حوالي 70% من قبل مُرَبّي فراريج اللحم الأمريكيين.[137]؛ إلّا أنّ الشركات المنتجة لهذا المبيد أوقفت إنتاجه نتيجةً لظهور دراساتٍ بَيّنت ارتفاع مستويات الزرنيخ اللاعضوي المسبب للسرطان في الدواجن التي تتغذّى على هذا المركّب؛[138][139] إلّا أنّ شركاتٍ أخرى لا تزال تنتج مركّبات قريبةً منه، مثل مركّب نيتارزون، والمستخدم في علف الديوك الرومية.[139] يُعمَد أيضاً في بعض الأحيان إلى إضافة مركّبات الزرنيخ إلى علف الخيول؛ ولكن قد يرافق ذلك خطورة نفوقها عند زيادة الجرعة، كما حدث سابقاً مع الحصان فار لاب الأسترالي.[140]

الطب [عدل]

تعود جذور استخدام الزرنيخ ومركّباته في المجال الطبّي إلى العصور القديمة؛ فقد استخدمه أبقراط وبلينيوس الأكبر دواءً لعلاج الحمّى والصداع. وُصف استخدام الزرنيخ في الطبّ الصيني التقليدي في علاج الأسنان؛ كما استخدمه الطبيب العربي علي بن عباس في القرن العاشر الميلادي في تمويت لبّ السن.[141] شاع استخدام مركّبات الزرنيخ منذ القرن الثامن عشر إلى أوائل القرن العشرين في المجال الطبّي، حيث كانت تستخدم أدويةً، ومن ضمنها أرسفينامين؛ إذ كان عقار أرسفينامين (سالفرسان) وكذلك نيوسالفرسان، يوصفان سابقاً لعلاج مرض الزهري؛[142] وأحياناً في علاج مرض الزحار.[142] وجد أيضاً في أوائل القرن العشرين أنّ مركّب حمض الأرسانيليك (أتوكسيل) يقضي على المثقبية المسبّبة لمرض داء المثقبيات الأفريقي. لا تزال هناك عقاقيرٌ دوائيةٌ يدخل الزرنيخ في تركيبها مستخدمةً في علاج الأدواء، مثل عقار ميلارسوبرول المستخدم في علاج داء المثقبيات.[143]

استُخدِم ثلاثي أكسيد الزرنيخ في تطبيقاتٍ طبّيةٍ مختلفة خلال آخر 500 سنة، منها دخوله أحياناً في تركيب محلول فاولر، والذي يتألّف من محلول 1% زرنيخيت البوتاسيوم والذي استُخدِم سابقاً لعلاج مرض الصدفية.[144][142]

في سنة 2000 أقرّت إدارة الغذاء والدواء الأمريكية باستخدام ثلاثي أكسيد الزرنيخ في علاج مرضى اللوكيميا الحادة بخلايا النخاع الخديج، للمرضى الذين لديهم مناعةٌ تجاه العلاج بالتريتينوين.[145] يُدرس استخدام جسيمات نانوية من الزرنيخ للقضاء على الخلايا السرطانية، إذ أنها تبدي سمية للخلايا بشكل أكبر من تركيبات الزرنيخ.[146]

يُستخدَم النظير زرنيخ-74 في مجال الوسم الإشعاعي، إذ أنّ هذا النظير مصدرٌ للبوزيترونات، ويمكن أن يستخدم في مجال التصوير المقطعي بالإصدار البوزيتروني، إذ أنّه يعطي صوراً أفضل من نظير اليود-124، حيث أنّ الأخير يميل إلى الانتقال إلى الغدّة الدرقية، ممّا يسبّب تشويشاً للإشارة.[147]

السبائك [عدل]

عندما تضاف كمّيّاتٌ ضئيلةٌ من الزرنيخ في تركيب سبائك الرصاص فإنّها تحسّن من الصلابة البنيوية، وتجعل الرصاص أسهلَ سبْكاً. فعلى سبيل المثال تُدعَم المكوّنات الرصاصية مثلاً في بطاريات السيارات بوجود نسبة ضئيلة من الزرنيخ؛[9][148] كما تضاف نسبة حوالي 2% من الزرنيخ إلى الرصاص في تركيب المقذوفات والطلقات.[149] تفيد أيضاً إضافة نسبٍ ضئيلةٍ من الزرنيخ إلى النحاس الأصفر (الصُّفْر) في التقليل من حدوث الانحلال الانتقائي للزنك؛[150] ولتلك السبيكة تطبيقات في مجال السباكة ومجالات أخرى رطبة.[151] وُجدَ أنّ سبيكةً مصنوعةً من النحاس والفوسفور بغياب الأكسجين وبوجود نسبة من الزرنيخ حوالي 0.3% هي ذات خواص مقاومة للتآكل في بيئاتٍ معيّنة.[152]

يعدّ زرنيخيد الغاليوم GaAs، وهو مركّبٌ بين فلزّي، من المواد شبه الموصلة المهمّة والمستخدمة في الدارات المتكاملة، إذ تتميّز الدارات الحاوية عليه بأنّها أسرع من المصنوعة من السيليكون؛ فلزرنيخيد الغاليوم فجوة نطاق مباشرة، ويمكن أن يستخدم في تركيب الثنائيات الليزرية والثنائيات الباعثة للضوء من أجل تحويل الطاقة الكهربائية إلى ضوئية.[9]

متفرقات [عدل]

عبوة لمبيدٍ حشري ضد خنفساء بطاطس كولورادو يدخل الزرنيخ في تركيبه

حفظ الخشب

يستخدم مركّب زرنيخات النحاس الكروماتية (CCA) بسبب سمّيّته تجاه بعض أنواع الحشرات والفطريات في بعض الدول في مجال حفظ الخشب؛[153] وكان هذا الاستخدام يستهلك أكثر من 50% من إنتاج الزرنيخ في الولايات المتّحدة الأمريكية.[32] إلّا أنّ الاهتمام المتزايد بسمّية الزرنيخ دفعت إلى حظر الاستخدام التجاري لهذا المركّب من الاتحاد الأوروبي والولايات المتّحدة؛[154][155] لكنه لا يزال مستخدماً في دولٍ أخرى.[9]

تطبيقات عسكرية

قامت الولايات المتّحدة الأمريكية بعد الحرب العالمية الأولى بتكديس كمّيّات من السلاح الكيميائي لويسيت، وهو مركب زرنيخ عضوي يتميّز بأنه مسبّب لتشكّل البثور (منفّط) ومهيّج للرئتين. إلى أن جرى التخلّص منه بعد ذلك بالمعالجة مع المواد المؤكسدة وطرح في خليج المكسيك في خمسينيّات القرن العشرين.[156] أثناء حرب فيتنام استخدمت الولايات المتّحدة العامل الأزرق، وهو مزيج من حمض الكاكوديليك وكاكوديلات الصوديوم، ويعدّ واحداً من مبيدات قوس قزح، وهي مجموعة من مبيدات الأعشاب التي كان يهدف الجيش الأمريكي من خلالها إلى حرمان جنود فيتنام الشمالية من استخدام الأرز محصولاً ومن استخدام حقوله ستاراً نباتياً أثناء المعارك.[157][158]

تطبيقات أخرى سابقة

- كان مركّب أسيتات النحاس الزرنيخية يستخدم سابقاً في مجال صناعة الخُضُب، وكان يعرف بعدّة أسماء، منها أخضر باريس وأخضر الزمرد؛ لكنّ هذا التطبيق سبّب العديد من حالات التسمّم بالزرنيخ. والأمر نفسه ينطبق على خضاب أخضر شيله، وهو مركّب من زرنيخات النحاس، حتى أنّ الأخير كان يستخدم ملوّناً غذائياً للحلويات.[159]
- كان الزرنيخ مستخدماً في الطلي الكهربائي لإضفاء لونٍ برونزي على السطوح، ولكن رافق ذلك خطورة التسمم؛[160] كما كان الزرنيخ يستخدم سابقاً في تحنيط الحيوانات؛[161] وكذلك في صناعة الخزف والسيراميك؛[162] كما كان يدخل في تركيب زجاج المعدات البصرية؛ إلا أنه بضغط من الجماعات المدافعة عن البيئة جرى التوقف عن استخدامه هو والرصاص في تلك التطبيقات.[163]

المخاطر [عدل]

مقالة مفصلة: تسمم بالزرنيخ

زرنيخ	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	خطِر
بيانات الخطر وفق GHS	H301, H331, H350, H410[164]
في حال عدم ورود غير ذلك فإن البيانات الواردة أعلاه معطاة بالحالة القياسية (عند 25 °س و 100 كيلوباسكال)	
تعديل مصدري - تعديل	

يُصنّف عنصر الزرنيخ ومركّباته اللاعضوية مثل ثلاثي الأكسيد ضمن المواد السامّة حسب توجيهات الاتحاد الأوروبي للمواد الخطرة (EEC/67/548)؛ كما تُصنّفُ الوكالة الدولية لبحوث السرطان تلك الأنواع الكيميائية ضمن القائمة الأولى من المسرطنات. إذ يعمل الزرنيخ الثلاثي على الإخلال بعمليّة ترميز الدنا وبعملية توصيل الإشارة، بالإضافة إلى تعطيل عمل الجينات الكابتة للورم. تأتي سمّيّة الزرنيخ من إلفة الزرنيخ الثلاثي اللاعضوي تجاه ذرّة الكبريت في الثيول، وهي مجموعة وظيفية تأتي في النهايات الطرفية للحمض الأميني سيستئين، وفي تركيب عوامل مرافقة حيوية مثل حمض الليبويك ومرافق الإنزيم-A، والتي تتوضّع في المواقع النشطة الفعّالة في عددٍ من الإنزيمات المهمّة.[9] يقوم الزرنيخ بالإخلال بإنتاج أدينوسين ثلاثي الفوسفات عبر عدّة آليات؛ فعلى مستوى دورة حمض الستريك يقوم الزرنيخ بتثبيط حمض الليبويك، وهو عامل مرافق لإنزيم نازعة هيدروجين البيروفات. يؤدّي التنافس بين الزرنيخات والفوسفات إلى الإخلال بأداء الفسفرة التأكسدية، ممّا يثبّط عملية اختزال ثنائي نوكليوتيد الأدنين وأميد النيكوتين المتعلّقة بإنتاج الطاقة الخلوية في الجسم. كما يزيد الزرنيخ من إنتاج بيروكسيد الهيدروجين في الجسم، وذلك يسهم في الإجهاد التأكسدي. كلّ تلك التداخلات في عمليّات الاستقلاب تؤدّي إلى خللٍ في أداء الأعضاء والأجهزة في الجسم؛ ممّا يؤدّي إلى موت الخلايا بالنخر، وليس عن طريق لاستماتة، والتي تتطلّب طاقةً أعلى من الأولى لحدوثها؛ إذ أنّ المصادر الطاقيّة في الجسم تكون مُستنفدَةً.[165]

قد يأتي التعرّض المهني الخَطِر من جرّاء التعامل مع الزرنيخ اللاعضوي في صناعة مستحضرات حفظ الخشب أو إنتاج الزجاج الزرنيخي أو السبائك الرصاصية الزرنيخية، وكذلك في صناعة أشباه الموصلات؛ كما قد ينتج من عمليّات صهر المعادن.[166] يؤدّي التسمّم الحادّ بالزرنيخ إلى حدوث تشنّجٍ بالعضلات والغثيان والإقياء والإسهال إلى أن يؤدّي إلى تعطيل وظائف الكليتين وجهاز الدوران؛ ويمكن أن يصل الأمر إلى حدوث غيبوبة أو الوفاة. تبلغ قيمة الجرعة المميتة مقداراً يقع بين 60 إلى 170 مغ (تبلغ قيمة LD_{50} مقدار 1.4 مغ/كغ من وزن الجسم).

يمكن مكافحة التسمّم الحادّ للزرنيخ باستخدام مركّبات كبريتية والتي تقوم بتشكيل معقّدات مع الزرنيخ، مثل مركّب حمض 2،3-ثنائي مركبتو-1-بروبان السلفونيك (DMPS). في حين يمكن مكافحة التسمّم المزمن بالزرنيخ باستخدام عقار ديمركابرول، والذي يوصف بجرعات تتراوح من 5 مغ/كغ حتى 300 مغ كلّ 4 ساعات في اليوم الأول؛ ثمّ كلّ 6 ساعات في اليوم الثاني، وأخيراً كلّ ثماني ساعات في الأسبوع اللاحق.[167] بالرغم من ذلك، فإن وكالة تسجيل المواد السامة والأمراض الأمريكية تقر بأن الآثار طويلة الأمد للتعرض للزرنيخ لا يمكن التنبؤ بها.[84]

الحدود العظمى للتراكيز [عدل]

أوصت منظّمة الصحّة العالمية بأن يكون التركيز الأعظمي للزرنيخ المنحلّ في ماء الشرب بمقدار 10 جزء في البليون (ppb)؛ وهو ما اعتمده عددٌ من الهيئات، مثل وكالة حماية البيئة،[168] وإدارة الغذاء والدواء في الولايات المتّحدة.[169] يعطى مقدار الخطورة الفورية للحياة أو الصحّة بالنسبة للزرنيخ بمقدار 5 مغ/م^3؛ في حين وضعت إدارة السلامة والصحّة المهنية الأمريكية حدّ التعرّض المسموح به من الزرنيخ بمتوسّط زمني مرجَّح بمقدار 0.01 مغ/م^3؛ أمّا المعهد الوطني للسلامة والصحّة المهنية فوضع الحدّ الموصى به لتعرّضٍ مستمرٍ مدّته 15 دقيقة بمقدار 0.002 مغ/م^3؛[170]؛ أمّا حدّ التعرّض المسموح للزرنيخ العضوي فبمقدار 0.5 مغ/م^3[171]

يُمتَصّ الزرنيخ من جميع النباتات، ولكنّه يتركّز في الخضراوات الورقية والرزّ وعصير التفاح والعنب وفي المأكولات البحرية.[172] بإمكان الزرنيخ الموجود في المياه الجوفية أن يتركّز في الأرز بمقدار عشرة أضعاف أيّ نوعٍ آخرَ من أنواع الحبوب. كانت أصناف الأرز المعروضة في السوق العالمي تحوي تراكيز من الزرنيخ تتراوح بين 20 إلى 900 ميكروغرام زرنيخ لكل كيلوغرام؛[173] إلى أن أقرّت لجنة من الدستور الغذائي سنة 2014 بوضع الحدّ الأعظمي بمقدار 200 ميكروغرام لكل كيلوغرام من الأرز.[174] بالمقابل، لا توجد توصيات بالنسبة لأنواع الأغذية الأخرى التي يمكن أن يتركّز فيها الزرنيخ مثل عصائر الفواكه والبيرة؛[175] رغم أنّها قد تحوي تركيزاً أعلى من الحدّ المسموح بالنسبة لمياه الشرب؛ لذلك تطالب منظّمات حقوق المستهلكين أن يكون الحدّ الأعظمي من الزرنيخ في عصير التفاح مثلاً مقداراً يتراوح بين 3 إلى 4.4 جزء في البليون (ميكروغرام لكل كيلوغرام).[176]

في الحياة والثقافة العامة [عدل]

في اللغة [عدل]

في اللغة العربية

يلفظ هذا العنصر في اللغة العربية إمّا بفتح الزاي «زَرنيخ» أو كسرها «زِرنيخ»؛ وقد يكون أصل كلمة زرنيخ بالعربية مشتقّاً من اللغة الفارسية؛ إذ أنّ كلمة «زَر» في الفارسية تعني أصفر؛ وقد يكون في ذلك إشارة إلى معدن الرهج الأصفر، الذي يحوي الزرنيخ في تركيبه.[177] أورد ابن منظور في معجم لسان العرب لفظ «زرنيخ» تحت باب «زرنخ»، وذكر أنّ أصل الكلمة أعجمي؛[2] أمّا في القاموس المحيط لصاحبه مجد الدين الفيروزآبادي فقد ورد «زرنيق» لفظاً آخر له.[3] في حين ورد في تاج العروس من جواهر القاموس: «[ز ر ن خ] (الزِّرْنِيخُ بالكسر: حَجرٌ. م)، أي معروف، وله أنواع كثيرة (مِنْهُ أَبْيَضُ و) منه (أَحْمَرُ و) منه (أَصْفَرُ. و)».[4] ورد أيضًا في «كتاب الماء» لمؤلفه عبد الله بن محمد الأزدي: «الزِّرْنِيْخ: حجر معروف، منه أبيض وأحمر وأصفر، فارسيٌّ مُعَرَّب. ».[5]

ورد لفظ الزرنيخ في الشعر العربي القديم؛ فقد قال النابغة الشيباني:[6]

كأَنَّ بِهِنَّ زِرْنيخاً مَدُوفاً بِها لَصِقاً كما لَصِقَ الغِراءُ

كما قال ابن الرومي:[7]

بيناهُ عِلْجاً على جِبِلَّتِهِ إذ مسَّه الكيمياء فانقلبا
عرَّبَهُ جَدُّهُ السعيدُ كما حَولَّ زِرْنيخَ جدِّهِ ذهبا

في اللغات الأجنبية

لكلمة «Arsenic» في اللغة الإنجليزية جذورٌ تعود إلى كلمة «زرنيخ»؛ والتي دخل منها إلى اللغات الأوروبية عبر الإغريقية.[177] اعتمد اسم هذا الفلز في اللغة الإغريقية على شكل «ἀρσενικόν (أرسينيكون)»، وهو نمط من التأثيل الشعبي من اللفظ الإغريقي «ἀρσενικός(أرسينيكوس)»، وهو يعني ذَكَر أو فحل. دخل هذا اللفظ إلى اللغة اللاتينية على شكل «arsenicum»، ومنه إلى اللغات الأوروبية.[178]

في الثقافة [عدل]

يعزى سبب وفاة نابليون بونابرت من البعض إلى التسمّم بالزرنيخ.

شاع ذكر عنصر الزرنيخ بين الشعوب على مدى العصور نظراً لاستخدامه سمّاً في جرائم القتل، وما عزّز ذلك توثيقُ تلك الجرائم تاريخياً، بالإضافة إلى وروده في الروايات الأدبية وفي الأفلام؛ مع أن التسمّم بالزرنيخ يحدث عملياً نتيجة مركّبات الزرنيخ الكيميائية لا العنصر ذاته. كثرت حالات التسمّم بالزرنيخ في فرنسا وإيطاليا أوائل العصور الحديثة؛ ففي القرن السابع عشر شاع صيت قصّة الماركيز ماري-مادلين دو برافييه [ملاحظة 6] عندما سمّمت والدها وأخويها بالزرنيخ؛ أمّا قضية التسمّم بالزرنيخ التي سبّبتها ماري لافارج [ملاحظة 7] أوائل القرن التاسع عشر فنالت الاهتمام، نظراً لكونها القضيّة الأولى التي كُشفَ عن استخدام الزرنيخ بالقتل فيها باستخدام اختبار مارش، لتكون بذلك أوّل قضيّةٍ يُستخدَم فيها علم السموم الشرعي لإثبات التهمة.[179] هناك عدّة نظريّات وآراء تزعم أنّ سبب وفاة نابليون بونابرت هو نتيجة التسمّم بالزرنيخ، نظراً للعثور على نسبٍ مرتفعةٍ من هذا العنصر في شعره؛ لكن توجد نظرياتٌ أخرى تنسب الوفاة إلى أسباب أخرى، خاصّةً أنّ الاستطباب باستخدام محلول فاولر كان شائعاً في تلك الحقبة.[180]

في مسرحية «دسيسة وحب» التي كتبها الأديب الألماني فريدريش شيلر استُعمل الزرنيخ وسيلةً للقتل؛ أمّا في رواية «مدام بوفاري» للكاتب الفرنسي جوستاف فلوبير فاستخدام الزرنيخ فيها وسيلةً للانتحار. كما يكثر ورود الزرنيخ وسيلةً للقتل في الروايات البوليسية، كما هو الحال في رواية الكاتبة دوروثي سايرز «سم فتّاك» [ملاحظة 8] على سبيل المثال؛ ومن الأفلام السينمائية ذات الصلة بالزرنيخ فيلم «Arsenic and Old Lace»، وهو من بطولة كاري غرانت وبيتر لور وبريسيلا لين، ومن إخراج فرانك كابرا.

طالع أيضاً [عدل]

- تسمم بالزرنيخ
- كيمياء الزرنيخ الحيوية
- تلوث المياه الجوفية بالزرنيخ

زرنيخ في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

هوامش [عدل]

1. ^ (الاسم العلمي: Microascus brevicaulis)
2. ^ Arsenate reductase (Arr)
3. ^ (الاسم العلمي: Halomonadaceae)
4. ^ (الاسم العلمي: Pteris vittata)
5. ^ (الاسم العلمي: Cyanidioschyzon)
6. ^ Marie-Madeleine de Brinvilliers
7. ^ Marie Lafarge
8. ^ Strong Poison

مراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ د. علي عبد الله الدفاع. "الرائد الأول لعلم الكيمياء: جابر بن حيان أو أبو موسى الأزدي؛ مجلة الفيصل: العدد 108". مركز الملك فيصل للبحوث والدراسات الإسلامية، 1986. مؤرشف من الأصل في 11 يوليو 2020.
2. ^ "مدخل كلمة زرنيخ في لسان العرب عبر موقع المعاني". اطلع عليه بتاريخ 2020.
3. ^ "مدخل كلمة زرنيخ في القاموس المحيط عبر موقع المعاني". اطلع عليه بتاريخ 2020.
4. ^ الزبيدي، مرتضى (1994). *تاج العروس من جواهر القاموس*. الجزء السابع (الطبعة الثانية). مطبعة حكومة الكويت. صفحة 263. ISBN 9782745174086.
5. ^ الأزدي، محمد بن عبد الله (2015). *الماء*. الجزء الثاني (الطبعة الثانية). وزارة التراث والثقافة في سلطنة عُمان. صفحة 239. ISBN 9789996904035.
6. ^ "ألا طال التنظر والثواء .. النابغة الشيباني". بوابة الشعراء. اطلع عليه بتاريخ 2020.
7. ^ أحمد حسن بسج (2009). *ديوان ابن الرومي 1-3 ج1*. دار الكتب العلمية. ISBN 9782745107985.

بلغات أجنبية [عدل]

97. ^ Goering, P.; Aposhian, H. V.; Mass, M. J.; Cebrián, M.; Beck, B. D.; Waalkes, M. P. (1999). "The enigma of arsenic carcinogenesis: Role of metabolism". *Toxicological Sciences*. **49** (1): 5–14. doi: 10.1093/toxsci/49.1. PMID 10367337.

1. ↑ أ ب ت ث Gokcen, N. A (1989). "The As (arsenic) system". *Bull. Alloy Phase Diagrams*. **10**: 11–22. doi:10.1007/BF02882166.
2. ^ Ellis, Bobby D.; MacDonald, Charles L. B. (2004). "Stabilized Arsenic(I) Iodide: A Ready Source of Arsenic Iodide Fragments and a

Useful Reagent for the Generation of Clusters". *Inorganic Chemistry*. **43**: 5981. doi:10.1021/ic049281s.
3. ^ Arsenic, mindat.org
4. ^ editor-in-chief, David R. Lide. (2000). "Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds". *Handbook of Chemistry and Physics* (PDF) (الطبعة 81). CRC press. ISBN 0849304814.
5. ^ Anke M. Arsenic. In: Mertz W. ed., Trace elements in human and Animal Nutrition, 5th ed.

98. ^ Hopenhayn-Rich, C.; Biggs, M. L.; Smith, A. H.; Kalman, D. A.; Moore, L. E. (1996). "Methylation study of a population environmentally exposed to arsenic in drinking water". *Environmental Health Perspectives*. **104** (6): 620–628. doi:10.1289/ehp.96104620. PMC 1469396. PMID 8793350.
99. ^ Smith, A. H.; Arroyo, A. P.; Mazumder, D. N.; Kosnett, M. J.; Hernandez, A. L.; Beeris, M.; Smith, M. M.; Moore, L. E. (2000).

مصادر [عدل]

- Emsley, John (2011). "Arsenic". *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. Oxford, England, UK: Oxford University Press. صفحة 47–55. ISBN 978-0-19-960563-7.
- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. ISBN 0-08-037941-9.
- Rieuwerts, John (2015). *The Elements of Environmental Pollution*. Abingdon and New York, Routledge. ISBN 978-0-41-585920-2.

ع · ن · ت الجدول الدوري

ع · ن · ت مكافحة الآفات: مبيدات الأعشاب

ع · ن · ت مكافحة الآفات: مبيدات القوارض

ع · ن · ت مضادات الطفيليات – مضادات الأوالي – العوامل المضادة للأميبيات

ع · ن · ت مركبات الزرنيخ

ضبط استنادي	BNF: cb11971740q (data) · GND: 4003041-6 · LCCN: sh85007449 · NARA: 10637420 · NARA: 10637420 · NDL: 00563271
التصنيفات الطبية	***MeSH ID***: D001151
المعرفات الخارجية	***JSTOR ID***: arsenic · ***BNCF***: 25597 · ***UMLS CUI***: C0003818
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-38-2 · ***ECHA***: 100.028.316 · ***NDF-RT ID***: N0000022206 · ***KEGG ID***: C06269 · ***RTECS number***: CG0525000 · ***ChEBI ID***: 27563 · ***PubChem CID***: 5359596 · ***ZVG number***: 8280 · ***ChemSpider ID***: 4514330 · ***EC no.***: 231-148-6 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID4023886 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0038 · ***UNII***: N712M78A8G

بوابة العناصر الكيميائية   بوابة الكيمياء

هذه مقالةٌ مختارة، اعتبارًا من نسخة 6 يناير 2021 (قارن بالنسخة الحالية • صفحة النقاش • صفحة التصويت • مراجعة الزملاء بتاريخ 18 سبتمبر 2020)

تصنيفات: زرنيخ | أشباه فلزات | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | ذيفانات الكبد | عناصر كيميائية | ماسخات | مجموعة النيتروجين | مخلات بالغدد الصماء | مسرطنات المجموعة 1 حسب تصنيف الوكالة الدولية لأبحاث السرطان | معادن ثلاثية الأوجه | معادن عناصر طبيعية | ملوثات هواء خطرة

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 10 فبراير 2021، الساعة 19:35.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
Français
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
中文
بقية الوصلات: 132
عدل الوصلات

سيلينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

بروم ← **سيلينيوم** → زرنيخ	
S ↑ **Se** ↓ Te	34Se
المظهر	
متآصلات حمراء ورمادية وسوداء	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سيلينيوم، 34، Se
تصنيف العنصر	لا فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 4، p
الكتلة الذرية	78.96 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 6 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(رمادي) 4.81 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(ألفا) 4.39 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(مزجج) 4.28 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	3.99 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	494 ك، 221 °س، 430 °ف
نقطة الغليان	958 ك، 685 °س، 1265 °ف
النقطة الحرجة	1766 ك، 27.2 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(رمادي) 6.69 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	95.48 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.363 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	500	552	617	704	813	958

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, **4**, **2**, 1,[1] -2 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	2.55 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 941.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2045 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2973.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	120 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	120±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	190 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[2]
الناقلية الحرارية	(لا بلوري) 0.519 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(لا بلوري) 37 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3350 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	10 غيغاباسكال
معامل القص	3.7 غيغاباسكال
معامل الحجم	8.3 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.33
صلادة موس	2.0
صلادة برينل	736 ميغاباسكال
رقم CAS	7782-49-2
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر السيلينيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{72}Se	مصطنع	8.4 يوم	ε	-	^{72}As
			γ	0.046	-
^{74}Se	0.87%	^{74}Se هو نظير مستقر وله 40 نيوترون			
^{75}Se	مصطنع	119.779 يوم	ε	-	^{75}As
			γ	0.264, 0.136, 0.279	-
^{76}Se	9.36%	^{76}Se هو نظير مستقر وله 42 نيوترون			
^{77}Se	7.63%	^{77}Se هو نظير مستقر وله 43 نيوترون			
^{78}Se	23.78%	^{78}Se هو نظير مستقر وله 44 نيوترون			
^{79}Se	نادر	$3.27×10^5$ سنة	$β^-$	0.151	^{79}Br
^{80}Se	49.61%	^{80}Se هو نظير مستقر وله 46 نيوترون			
^{82}Se	8.73%	$1.08×10^{20}$ سنة	$β^-β^-$	2.995	^{82}Kr

ع·ن·ت

السيلينيوم هو عنصر كيميائي رمزه **Se** وعدده الذرّي 34؛ ويقع ضمن عناصر الدورة الرابعة وفي المجموعة السادسة عشر (المجموعة السادسة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية) في الجدول الدوري. يُصنّف هذا العنصر كيميائياً ضمن اللافلزّات، وبما أنه يقع ضمن مجموعة الأكسجين، بالتالي فهو من الكالكوجينات. للسيلينيوم خواصٌ تأتي وسطاً بين خواص العنصرين الواقعين فوقه وتحته، وهما الكبريت والتيلوريوم، على الترتيب؛ كما أنّ له تشابهاً في الخواص مع الزرنيخ أيضاً. من النادر العثور على السيلينيوم في حالته العنصرية في الطبيعة، لكنّه عادةً ما يرافق الكبريت في معادن الكبريتيدات. أعلن بيرسيليوس اكتشافه للسيلينيوم سنة 1817، وأعطاه هذا الاسم اشتقاقاً من الكلمة سيلنه (بالإغريقية: σελήνη)، وتعني «القمر».

يوجد العنصر على عدّة أشكال في الطبيعة، منها الأحمر والأسود، إلّا أنّ الشكل الرمادي هو أكثرها استقراراً، وخواصه تشبه خواص بعض الفلزّات تقريباً. يُستحصَل على السيلينيوم من خاماته الأرضية ناتجاً ثانوياً أثناء تعدين الفلزّات الأخرى؛ وتوجد له تطبيقات في مجالات مختلفة مثل صناعة الزجاج والخُضُب؛ وكذلك في صناعة أشباه الموصلات والمستشعرات الضوئية وغيرها من التطبيقات الإلكترونية الأخرى.

للسيلينيوم دورٌ حيويٌّ عند وجوده بتراكيز ضئيلة، حيث يعدّ ضرورياً للوظائف الخلوية عند الكثير من الأحياء، وخاصّةً الحيوانات؛ وهو يدخل في تركيب عددٍ من الإنزيمات المضادة للأكسدة مثل بيروكسيداز الغلوتاثيون وريدوكتاز الثيوريدوكسين. كما يدخل السيلينيوم في تركيب ثلاثة من الإنزيمات النازعة لليود، والتي تلعب دوراً في التحويل فيما بين هرمونات الغدّة الدرقية. تتفاوت الحاجة إلى السيلينيوم بين الأنواع النباتية، إذ يتطلّب بعضُها كمّيّاتٍ مرتفعةً نسبياً، في حين أنّ وجوده في التربة لا يكون ضرورياً بالنسبة لبعضها الآخر.[3]

التاريخ [عدل]

يونس ياكوب بيرسيليوس مكتشف عنصر السيلينيوم

أعلن يونس ياكوب بيرسيليوس اكتشاف هذا العنصر سنة 1817 بالتعاون مع يوهان غوتليب غان، فقد كان لهَذَين الكيميائيَّين منشأة صناعية بالقرب من قلعة غريبسهولم في السويد، وكانت مخصَّصةً لإنتاج حمض الكبريتيك وفق عملية غرف الرصاص، وقد كان فيها معدن البيريت المستخرج من منجم فالون مستخدماً من أجل تأمين مصدر للكبريت في العملية. لوحظ أنّ أكسدة البيريت كانت سبباً في تَشكُّل راسبٍ أحمر اللون في الغرف الرصاصية، وظنّ غان وبيرسيليوس في البداية أن ذلك قد يكون عائداً إلى مركّب من مركّبات الزرنيخ؛ إلّا أنّهما لاحظا بعد ذلك أنّ الراسب الأحمر يعطي رائحةً تشبه فجل الخيل عند حرقه، وهي رائحة غير نمطية للزرنيخ أو مركّباته، ولكنّها كانت قريبةً نوعاً ما إلى رائحة تصدرها مركّبات التيلوريوم، ممّا جعل بيرسيليوس يعتقد في مراسلاته العلمية الأولى مع ألكسندر مارسيت [ملاحظة 1] أنّ الراسب يعود لذلك العنصر. إلّا أنّ شُحّ منجم فالون بعنصر التيلوريوم دفع بيرسيليوس إلى إجراء المزيد من التجارب اللاحقة من أجل إماطة اللثام عن تركيب هذا الراسب المجهول؛ إلى أن أعلن في مراسلاته اللاحقة مع مارسيت سنة 1818 اكتشاف عنصر كيميائي جديد شبيه بالكبريت والتيلوريوم. وبسبب تشابه خواص هذا العنصر الجديد مع التيلوريوم، والذي اشْتُقّ اسمه من الأرض، فلذلك أطلق عليه اسم «سيلينيوم»، وذلك من الكلمة الإغريقية «σελήνη (سيلينه)»، وهو اسم يطلق أيضاً على آلهة في علم الأساطير الإغريقية، ويعني «القمر».[4][5]

اكتشف ويلوبي سميث سنة 1873 خاصّية الموصلية الضوئية للسيلينيوم، حيث وجد أنّ المقاومة الكهربائية لهذا العنصر كانت متناسبةً مع شدّة الإضاءة.[6][7] دفع هذا الاكتشاف إلى استخدام السيلينيوم في بناء الأشكال الأولى من الخلايا الكهروضوئية، وكانت شركة فيرنر سيمنز أوّل شركة سَوّقت ذلك تجارياً أواخر القرن التاسع عشر؛ وقد استخدمت خلايا السيلينيوم في تركيب الهاتف الضوئي، الذي اخترعه ألكسندر غراهام بل سنة 1879؛ بالإضافة إلى استخدامه في تصميم مقياس الضوء؛ والعديد من التطبيقات الإلكترونية الأخرى.[8] بدأ التطوير في صناعة المقوّمات السيلينيومية في أوائل ثلاثينيّات القرن العشرين، وهي حلّت مقام المقوّمات المصنوعة من أكسيد النحاس لأنّها أكثر كفاءة؛[9] وبقيت مستخدمةً إلى سبعينيات القرن العشرين، حين حلّت بدورها المقوّمات المصنوعة من السيليكون مقامَها.

ساهمت جين جبسون سنة 1954 في الكشف عن الدور الحيوي للسيلينيوم في بعض أنواع الأحياء الميكروبية الدقيقة؛[10][11] في حين أنّ اكتشاف الأهمّيّة الحيوية لهذا العنصر بالنسبة للثدييّات يعود إلى سنة 1957.[12][13] أمّا في سبعينيّات القرن العشرين فقد اكتشف وجود السيلينيوم في بعض أنواع الإنزيمات، ثم تلاها اكتشاف السيلينوسيستئين في البروتينات وكيفية تشفيره في فترة ثمانينيّات القرن العشرين، ممّا أسهم في إحداث تقدّم في فهم مبدأ التشفير الجيني.[14]

الوفرة الطبيعية [عدل]

توضعات للسيلينيوم العنصري داخل صخر رملي في عينة من غرانتس (نيومكسيكو).

يمكن، ولو بشكلٍ نادرٍ، العثور على السيلينيوم في الطبيعة بشكله الحرّ، وحينها لا يكون على شكل بلّورات جيّدة كبيرة غالباً، إنّما على شكل بلّورات شعرية دقيقة.[15] كما يمكن أن يُعثَر على السيلينيوم على شكل أملاح لا عضوية، من ضمنها السيلينيد والسيلينيت والسيلينات؛ ولكنّ هذه المعادن نادرةٌ أيضاً على العموم، ومن ضمنها معدنا كلاوستاليت PbSe وناومانيت Ag_2Se. يوجد السيلينيوم عادةً على شكل شائبة برفقة أو محلّ الكبريت في عددٍ من معادن الكبريتيدات،[16][17] وذلك في خامات النحاس والرصاص والزنك والذهب والحديد. تجدر الإشارة إلى أنّ معدن السيلينيت لا يحوي على السيلينيوم كما قد يوحي الاسم، إنّما هو شكل من أشكال الجصّ (كبريتات الكالسيوم المائية)، ولكنه سُمّي بذلك الاسم نسبةً إلى القمر أيضاً، وذلك قبل اكتشاف عنصر السيلينيوم. يؤثّر البشر على توزّع السيلينيوم في الطبيعة من خلال حرق الفحم والتعدين وصهر خامات الكبريتيدات.[18]

قد تكون بعض أنواع التربة غنيةً بالسيلينيوم، ويمكن أن يتركّز من بعض النباتات؛ وهو غالباً ما يكون موجوداً على شكل أملاح سيلينات منحلّة، والتي يمكن أن تَرشُحَ إلى الأنهار بسهولة بسبب الصرف السطحي.[16][17] كما تحوي مياه المحيطات على كميات معتبرة من السيلينيوم.[19][20] أمّا التربة الفقيرة بالسيلينيوم، فيمكن أن يُعوّض نقص هذا العنصر فيها باستخدام سماد حاوٍ على السيلينيوم، مثلما تصنع فنلندا على سبيل المثال منذ سنة 1984.[21] يوجد السيلينيوم في الكائنات الحيّة على شكل أحماض أمينية سيلينية مثل سيلينوميثيونين وسيلينوسيستئين وميثيل سيلينوسيستئين. كما يمكن العثور على بعض مركّبات سيلينيوم عضوية في الطبيعة، مثل مركّب سيلينيد ثنائي الميثيل.[22][23]

الإنتاج [عدل]

يُستحصَل على السيلينيوم صناعياً من السيلينيد الموجود والمرافق للكبريت في عددٍ من خامات معادن الكبريتيدات الطبيعية لفلزّات أكثر شيوعاً مثل النحاس أو الرصاص أو النيكل. يعدّ الاستخلاص الكهربائي الأسلوب الأكثر ملائمةً للحصول على الشكل النقي من السيلينيوم منتجاً ثانوياً، وذلك عندما يترسّب على المصعد من الطمي الناتج من عملية تنقية الفلزّات، وخاصّةً أثناء عملية استخراج النحاس كهربائياً على سبيل المثال؛[24][25] أو من طمي عملية غرف الرصاص، إلّا أنّ العملية الأخيرة أمست متقادمةً ولم تعد مستخدمةً لإنتاج حمض الكبريتيك.[26][27]

يتضمّن الإنتاج الصناعي للسيلينيوم معالجة الطمي المصعدي المستَحصل أثناء استخراج النحاس من خاماته بإجراء عملية أكسدة له للحصول على ثنائي أكسيد السيلينيوم، والذي يُمزَج مع حمض في وسط مائي لتشكيل حمض السيلينوز؛ والذي يخضع بدوره إلى تفاعل أكسدة-اختزال بوجود ثنائي أكسيد الكبريت للحصول على عنصر السيلينيوم الحرّ.[28][29]

$$H_2SeO_3 + 2\,SO_2 + H_2O \rightarrow Se + 2\,H_2SO_4$$

في سنة 2011 أُنتجَ من السيلينيوم حوالي 2000 طن عالمياً، ومن الدول الرائدة في الإنتاج كلّ من ألمانيا واليابان وبلجيكا وروسيا، بالإضافة إلى الصين والولايات المتحدة الأمريكية؛ في حين قُدّر الاحتياطي العالمي بحوالي 93 ألف طن.[30] وكانت أسعار السيلينيوم قد شهدت قفزاتٍ ملحوظة في السوق في عامي 2004 (حوالي خمس أضعاف) و2011 (حوالي الضعف). يُقسَم الاستهلاك النمطي للسيلينيوم في السوق بحوالي 30% في مجال علم الفلزات و30% في صناعة الزجاج و10% في مجال الزراعة و10% في مجال تحضير الكيماويات والخُضُب و10% في مجال الصناعات الإلكترونية؛ وتعدّ الصين المستهلك الأكبر للسيلينيوم بحوالي 1500-2000 طنّ سنوياً.[30]

يمكن الحصول على السيلينيوم الحرّ مخبرياً من تفاعل حمض السيلينوز مع يوديد الهيدروجين:[31]

$$H_2SeO_3 + 4\,HI \rightarrow Se + 2\,I_2 + 3\,H_2O$$

النظائر [عدل]

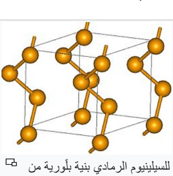
توجد هنالك سبعة نظائر طبيعية للسيلينيوم، خمسةٌ منها (سيلينيوم-74 ^{74}Se، وسيلينيوم-76 ^{76}Se، سيلينيوم-77 ^{77}Se، وسيلينيوم-78 ^{78}Se، وسيلينيوم-80 ^{80}Se) هي نظائر مستقرّة؛ وأكثرها وفرةً في الطبيعة هو النظير سيلينيوم-80 ^{80}Se بنسبة 49.6%. من جهةٍ أخرى هناك نظيران مشعّان للسيلينيوم، أحدهما شبه مستقر، إذ يوجد على شكل النظير الابتدائي سيلينيوم-82 ^{82}Se، والذي يبلغ عمر النصف له مقدار 9.2 * 10^{19} سنة.[32] أمّا النظير المشعّ الآخر سيلينيوم-79 ^{79}Se فهو ليس بابتدائيّ، ولكنّه يوجد بكمّيات نزرة في خامات اليورانيوم ناتجاً عن عملية اضمحلالها الإشعاعي، ويبلغ عمر النصف له مقدار 327,000 سنة.[33][34]

للسيلينيوم العديد من النظائر المشعّة المصطنعة، والتي يتراوح مجال أعدادها الكتلية بين سيلينيوم-64 ^{64}Se إلى سيلينيوم-95 ^{95}Se؛ وأكثرها استقراراً هو النظير سيلينيوم-75 ^{75}Se بعمر نصف مقداره 119.78 يوم؛ والنظير سيلينيوم-72 ^{72}Se بعمر نصف مقداره 8.4 يوم.[32] تميل النظائر المشعّة الأخفّ من سيلينيوم-76 ^{76}Se إلى الخضوع إلى اضمحلال بيتّا من نمط انبعاث البوزيترون لتتحوّل إلى نظائر الزرنيخ؛ في حين أنّ النظائر الأثقل تميل إلى إصدار إلكترونات وفق اضمحلال بيتّا لتعطي نظائر البروم، وقد يترافق ذلك مع حدوث انبعاث نيوتروني في النظائر الأثقل.

الخواص الفيزيائية [عدل]

الشكلان الأحمر والأسود من السيلينيوم

يشكّل السيلينيوم، مثلما هو الحال مع الكبريت، العديد من المتآصلات (اختلاف الأشكال الظاهرية مع اختلاف البنية الداخلية لنفس العنصر)، والتي تتحوّل فيما بينها عند حدوث تغيّرات في درجة الحرارة.[35] عند استحصال السيلينيوم من تفاعل كيميائي فهو غالباً ما يكون على شكل مسحوق لابلّوري ذي لون أحمر آجرّي، والذي يؤدّي صَهرُه السريع عند درجات حرارة تتجاوز 220 °س إلى تحولّه إلى شكلٍ زجاجيٍ أسود، والذي غالباً ما يباع تجارياً على شكل حبيبات خَرَزية؛[36] يؤدّي استمرار التسخين إلى الحصول على بخار أصفر من السيلينيوم. للسيلينيوم الأسود بنية معقّدة وغير منتظمة، وهي تتألّف من حلقات بوليميرية يصل فيها عدد الذرّات إلى حوالي 1000 ذرّة لكلّ حلقة. يوجد السيلينيوم الأسود على شكل حبيبات هشّة ذات مظهرٍ لمّاع، وهو قابل للانحلال في ثنائي كبريتيد الكربون CS_2. يؤدّي تسخين السيلينيوم الأسود إلى تَلَيّنه عند حوالي الدرجة 50 °س، ومن ثمّ يتحوّل إلى الشكل الرمادي عند الدرجة 180 °س؛ ويمكن أن تقلّ عتبة التحوّل الحراري بوجود آثار من الهالوجينات أو الأمينات.[37]



للسيلينيوم الرمادي بنية بلّورية من النمط السداسي

يُستحصَل على الأشكال الحمراء المختلفة ألفا (α) وبيتّا (β) وغامّا (γ) من محاليل السيلينيوم الأسود بالتحكّم بمعدّل سرعة تبخّر المذيب (غالباً CS_2)؛ وتعدّ تلك الأشكال على العموم من المواد اللابلّورية، مع وجود انتظام ضعيف في البنية على شكل نوى بلّورية أحادية الميل، وهي تحوي حلقات غير مستوية وبترتيبات مختلفة من Se_8، بشكل مناظر تقريباً لما في الكبريت؛ وأكثر ما يكون ترتيب الذرّات فيها متراصّاً لدى الشكل ألفا (α). تبلغ المسافة بين ذرّات السيلينيوم Se-Se في الحلقات الثمانية Se_8 مقدار 233.5 بيكومتر؛ في حين أنّ الزاوية Se-Se-Se تبلغ مقدار 105.7°. يمكن أن توجد متآصلات أخرى للسيلينيوم مكوّنةً من حلقات سداسية Se_6 أو سباعية Se_7.[37] السيلينيوم الأحمر عازل للكهرباء، ويؤدّي تسخينه ببطء عند درجات حرارة تتجاوز 80 °س إلى تحوّله إلى الشكل الرمادي. لا يبدي السيلينيوم خاصّية التغيّر في اللزوجة التي يظهرها الكبريت عند التغيّر التدريجي في الحرارة.[36]

يعدّ الشكل الرمادي أكثر متآصلات السيلينيوم استقراراً وكثافةً، وله بنية بلّورية سداسية مؤلّفة من سلاسل بوليميرية حلزونية، تكون فيها المسافة Se-Se ذات بعدٍ مقداره 237.3 بيكومتر، والزاوية Se-Se-Se بمقدار 130.1°؛ في حين تكون المسافة الأدنى بين السلاسل بمقدار 343.6 بيكومتر. يتشكّل السيلينيوم الرمادي من التسخين اللطيف للمتآصلات الأخرى، أو من التبريد البطيء لمصهور السيلينيوم، أو من تكثيف بخار السيلينيوم بالقرب من نقطة انصهاره. يختلف الشكل الرمادي عن باقي المتآصلات الأخرى بعدم قابليته للانحلال في ثنائي كبريتيد الكربون CS_2؛[37] كما يختلف الشكل الرمادي بأن له خواصاً شبه موصلة، وهو يبدي ظاهرة الموصلية الضوئية أيضاً.[37] تبلغ قيمة فجوة النطاق للسيلينيوم الرمادي مقدار 1.74 إلكترون فولت، وهي تقع على الحدّ الفاصل بين طاقة الضوء المرئي والأشعة تحت الحمراء. يؤدّي تعريض السيلينيوم الرمادي للضوء إلى حدوث تغيّر في موصليته الكهربائية، ولا يعود سبب ذلك إلى وجود إلكترونات في نطاق التوصيل، بل تحدث الموصلية الضوئية بسبب وجود ثغرات إلكترونية (أو ثقوب إلكترونية) غير متموضعة ومستمرة الحركة.[38]

الخواص الكيميائية [عدل]

ينتمي السيلينيوم كيميائياً إلى اللا فلزّات؛ رغم أنه أحياناً يصنّف من البعض بشكلٍ نادرٍ إلى أشباه الفلزات، وقد يكون ذلك بسبب خواص السيلينيوم الرمادي شبه الموصلة؛ إلّا أن تلك الخواص محصورة على الشكل الرمادي فقط. يشبه السيلينيوم في خواصّه الكيميائية خواص الكبريت نوعاً ما؛ لكنه يقاوم أثر الأكسدة بشكل أكبر، كما أنّه يقاوم أثر الأحماض المعدنية غير المؤكسدة؛ أمّا التفاعل مع الأحماض المعدنية المؤكسدة مثل حمض النتريك فيؤدّي فقط إلى تشكيل حمض السيلينوز (مركّب بحالة أكسدة رباعية للسيلينيوم). من جهةٍ أخرى، يمكن عند إجراء تفاعلات أكسدة-اختزال مضبوطة الحصول على أشكال مختلفة من متعدّدات كاتيونات السيلينيوم، والتي يمكن عزلها، خاصّةً عندما يكون الأيون المقابل قاعدة لويس ضعيفة، مثل المعقّدات الهاليدية للفلزّات الانتقالية.[39] يحترق السيلينيوم لدى التسخين في الهواء بلهب أزرق حيث يتفاعل مع أكسجين الهواء ويعطي ثنائي أكسيد السيلينيوم. من جهةٍ أخرى، يتفاعل السيلينيوم مع الهيدروجين عند درجات حرارة تتجاوز 400 °س ليعطي سيلينيد الهيدروجين؛ ويشكّل هذا العنصر مع الفلزّات مركّبات السيلينيد، مثلما هو الحال في سيلينيد الصوديوم.

المركبات الكيميائية [عدل]

يوجد السيلينيوم عادةً في مركّباته الكيميائية بحالات أكسدة تتراوح بين −2 و +2 و +4 و +6.

السيلينيدات

بشكلٍ مناظرٍ لعناصر مجموعة الأكسجين (الكالكوجينات) الأخرى، يكون السيلينيوم قادراً على تشكيل مركّبات ذات حالة أكسدة -2، وهي تدعى بالسيلينيدات، وأبسطها هو مركب سيلينيد الهيدروجين H_2Se، وهو غاز سامّ عديم اللون، وذو رائحة قوية؛ وهو أكثر حموضةً من كبريتيد الهيدروجين H_2S؛ ويتأيّن في المحاليل إلى الأنيون HSe^-. من جهة أخرى يكون السيلينيوم قادراً على تشكيل أنيون السيلينيد الثنائي Se^{-2} مع عددٍ من الفلزّات، مثلما هو الحال في سيلينيد الزئبق HgSe وسيلينيد الرصاص PbSe وسيلينيد الزنك ZnSe. كلّما زادت كهرجابية الفلزّ (مثل الألومنيوم في سيلينيد الألومنيوم) كلّما زادت عرضة السيلينيد للحلمهة (التحلّل المائي):[36]

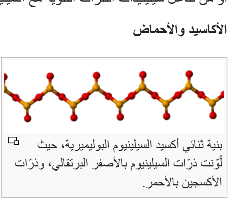
$$Al_2Se_3 + 3\,H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 3\,H_2Se$$

يمكن أن تتشكّل في بعض الحالات مركّبات متعدّد السيلينيد (بولي سيلينيد) وذلك إمّا من تفاعل الفلزّ مع كمّية فائضة من السيلينيوم:

$$4\,Cs + 2\,Se_8 \longrightarrow Cs_4Se_{16}$$

أو من تفاعل سيلينيدات الفلزّات القلوية مع السيلينيوم. توجد أيضاً سيلينيدات لاعضوية تساهمية مثل ثنائي سيلينيد الكربون Se=C=Se.

الأكاسيد والأحماض



بنية ثنائي أكسيد السيلينيوم البوليميرية، حيث لُوّنت ذرّات السيلينيوم بالأصفر البرتقالي، وذرّات الأكسجين بالأحمر.

هناك أكسيدان شائعان للسيلينيوم، وهما ثنائي أكسيد السيلينيوم SeO_2، وثلاثي أكسيد السيلينيوم SeO_3. توجد هناك أكاسيد أخرى مختلطة حالات الأكسدة مثل Se_2O_5 وSe_3O_7؛ أمّا أحادي أكسيد السيلينيوم SeO، فهو غير مستقرّ ولا يمكن عزله.

يتشكّل ثنائي أكسيد السيلينيوم من التفاعل المباشر بين عنصري السيلينيوم والأكسجين:[36]

$$Se_8 + 8\,O_2 \longrightarrow 8\,SeO_2$$

وهو مركّب بلّوري صلب عديم اللون، تتألّف بنيته من سلسلة بوليميرية، تكون وحدة التكرار فيها من جزيئات SeO_2، والتي تتشكّل أيضاً في الطور الغازي لهذا الأكسيد. ينحلّ هذا الأكسيد في الماء ليعطي حمض السيلينوز H_2SeO_3، والذي يمكن الحصول عليه بشكل مباشر من أكسدة عنصر السيلينيوم بحمض النتريك:[40]

$$3\,Se + 4\,HNO_3 + H_2O \longrightarrow 3\,H_2SeO_3 + 4\,NO$$

تدعى أملاح حمض السيلينوز باسم السيلينيت، ومن الأمثلة عليها مركّبا سيلينيت الفضة Ag_2SeO_3 وسيلينيت الصوديوم Na_2SeO_3.

يعطي تفاعل حمض السيلينوز مع كبريتيد الهيدروجين مركّب ثنائي كبريتيد السيلينيوم:

$$H_2SeO_3 + 2\,H_2S \longrightarrow SeS_2 + 3\,H_2O$$

وتتألّف بنيته من حلقة ثمانية، وغالباً ذات تركيب متناظر على الشكل Se_4S_4؛ وهو مركّب له العديد من التطبيقات.[40]

على العكس من ثلاثي أكسيد الكبريت وهو أكسيد مستقرّ في حالة الأكسدة +6، فإنّ ثلاثي أكسيد السيلينيوم هو مركّب غير مستقرّ من الناحية الديناميكية الحرارية، وهو يتفكّك إلى ثنائي الأكسيد عند درجات حرارة أعلى من 185 °س.[36][40]

$$2\,SeO_3 \longrightarrow 2\,SeO_2 + O_2$$

كما يمكن أن يُحضَّر ثلاثي الأكسيد مخبرياً من تفاعل سيلينات البوتاسيوم مع ثلاثي أكسيد الكبريت.[41] يعدّ ثلاثي الأكسيد من الناحية النظرية الشكل اللامائي من حمض السيلينيك H_2SeO_4، ويمكن تحضير هذا الحمض من أكسدة ثنائي أكسيد السيلينيوم بمركّب بيروكسيد الهيدروجين:[42]

$$SeO_2 + H_2O_2 \longrightarrow H_2SeO_4$$

حمض السيلينيك مؤكسد قويّ وتدعى أملاحه باسم السيلينات. يستطيع حمض السيلينيك المركّز والساخن أن يتفاعل مع الذهب ليشكّل سيلينات الذهب الثلاثي.[43]

المركبات الهالوجينية

يتفاعل السيلينيوم مع الفلور ليشكّل مركّب سداسي فلوريد السيلينيوم SeF_6:

$$Se_8 + 24\,F_2 \longrightarrow 8\,SeF_6$$

وهو مركّب أكثر تفاعلية بالمقارنة مع نظيره من سداسي فلوريد الكبريت، كما يتميّز بكونه مركّباً ساماً ومهيّجاً للرئتين.[44] من الكلوريدات المستقرّة المعروفة للسيلينيوم مركّب أحادي كلوريد السيلينيوم Se_2Cl_2؛ كما يعرف البروميد الموافق أيضاً. يمكن الحصول على مركّب ثنائي كلوريد السيلينيوم $SeCl_2$ من مفاعلة السيلينيوم مع كلوريد السلفوريل.[45]

لا تعرف مركّبات اليوديد للسيلينيوم. من جهةٍ أخرى يكون السيلينيوم قادراً على تشكيل هاليدات أكسجينية مثل أوكسي فلوريد السيلينيوم SeO_2F_2 (فلوريد السيلينويل) وأوكسي كلوريد السيلينيوم $SeOCl_2$ (كلوريد السيلينويل)، وهي مركّبات ذات تطبيقات مخبرية.[36]

مركبات لاعضوية أخرى

من المركّبات اللاعضوية المعروفة للسيلينيوم مركّب رباعي نتريد رباعي السيلينيوم، وهو مركّب برتقالي انفجاري ومناظر لمركّب رباعي نتريد رباعي الكبريت؛[36][46][47] ويمكن أن يُحضّر من تفاعل رباعي كلوريد السيلينيوم $SeCl_4$ مع معقّدات أميدية للسيليكون.[48]

يمكن للسيلينيوم أن يتفاعل مع سيانيد البوتاسيوم للحصول على مركّب سيلينوسيانات البوتاسيوم KSeCN:[36]

$$8\,KCN + Se_8 \longrightarrow 8\,KSeCN$$

مركبات السيلينيوم العضوية

مقالة مفصلة: مركب سيلينيوم عضوي

يستطيع السيلينيوم أن يشكّل عدداً من المركّبات العضوية، وخاصّةً في حالة الأكسدة الثنائية II، حيث يشكّل رابطة مستقرّة مع ذرّات الكربون، وبشكل مناظر لمركّبات الكبريت العضوية. من الأمثلة الشائعة السيلينيدات العضوية الأحادية R_2Se (بشكل مناظر للثيوإيثرات) مثل مركّب سيلينوميثيونين أو سيلينيد ثنائي الميثيل، والسيلينيدات الثنائية R_2Se_2 (بشكل مناظر لثنائي الكبريتيدات) مثل مركّب ثنائي سيلينيد ثنائي الفينيل، وكذلك مركّبات السيلينول RSeH (بشكل مناظر للثيولات) مثل مركّب سيلينول البنزين (يعرف أيضاً باسم *سيلينوفينيل*). يمكن الحصول على مركّبات سيلينوكسيد RSe(O)R على شكل مركّبات وسطية ضمن تفاعلات عضوية خاصّة مثل تفاعل حذف السيلينوكسيد. من جهة أخرى، توجد مركّبات سيلينو الكيتونات R(C=Se)R وسيلينو الألدهيدات R(C=Se)H؛[49][50] إلّا أنّه من الصعب الحصول عليها عموماً، وذلك بشكل متوافق مع «قاعدة الرابطة الثنائية».[51]

التحليل الكيميائي [عدل]

يمكن الكشف عن السيلينات كمّيّاً بأسلوب كهركيميائي عن طريق قياس الاستقطابية وذلك بتراكيز تصل إلى نسبة 0.003 %؛ حيث تبدي السيلينات في محلول 0.1 مولار من كلوريد الأمونيوم عتبةً عند −1.50 فولت مقابل قطب الكالومل المشبع. أمّا للكشف عن الآثار من السيلينيوم فيستخدم أسلوب المطيافية الذرية، حيث يمكن الكشف عن تراكيز ضئيلة من السيلينيوم بطريقة مطيافية الامتصاص الذري تصل إلى عتبة 0.01 ميكروغرام/الليتر.[52]

الدور الحيوي [عدل]

مقالة مفصلة: مضاد تأكسد

للسيلينوم دورٌ حيويٌّ مهمّ؛ فهو يدخل في تركيب الحمضَين الأمينيَّين غير النمطيَّين سيلينوسيستئين وسيلينوميثيونين، وهما يوجدان في عددٍ معتبرٍ من الكائنات الحيّة؛[53] وهما يقومان بوظائفَ حيويةٍ مهمّة.[54] يعدّ السيلينيوم بالنسبة للبشر من العناصر المعدنية الغذائية النَّزرَة، ويقوم بدور عامل مرافق في تفاعل اختزال الإنزيمات المضادّة للتأكسد،[1] مثل بيروكسيداز الغلوتاثيون،[55] وكذلك في بعض أنواع الإنزيمات المختزلة للثيوريدوكسين الموجودة في الحيوانات وفي بعض النباتات.

يعدّ السيلينيوم عنصراً مهمّاً بالنسبة للغدّة الدرقية ولكلّ خليّة تستخدم هرموناتها،[56][57] وذلك لدخول السيلينيوم عاملاً مرافقاً مساعداً لثلاثة من الأنماط الأربعة المعروفة للإنزيمات نازعة اليود، والتي تؤثّر على نشاط هرمونات الغدّة الدرقية واستقلابها.[55] يمكن أن يكون الغذاء الغنيّ بالسيلينيوم عاملاً من عوامل تثبيط/أو التخفيف من مرض هاشيموتو، وهو مرض مناعي ذاتي يهاجم فيه الجسم خلايا الغدّة الدرقية.[58][59] كما أنّ تناول الغذاء الغنيّ بالسيلينيوم يخفّف من مخاطر التسمّم بالزئبق عند جرعات مخفّفة؛[60] حيث تدلّ بعض الشواهد على أنّ عملية التسمّم بالزئبق تتضمّن حدوث تثبيط غير عكوس للإنزيمات الحاوية على السيلينيوم، والتي هي بدورها ضرورية لمنع الإجهاد التأكسدي في الجسم.[61][62]

مصادره في الغذاء [عدل]

يوجد السيلينيوم في اللحوم والحبوب، ويمكن الحصول عليه من خميرة البيرة وأنواع مختلفة من الملفوفيات والأرز الكامل والدجاج، بالإضافة إلى سمك السلمون والتونة والأغذية البحرية.[2] ومن الأغذية المحتوية على السيلينيوم أيضاً كل من الشطة والبابونج وبذور الشمر والحلبة والثوم والجنسنغ والبقدونس والنعناع وغيرها.[3] وأفضل مصادره المكسّرات وبخاصّة الجوز البرازيلي.[63][64] تبلغ الكمّيّة الغذائية المرجعية للسيلينيوم في الولايات المتّحدة بالنسبة للمراهقين والبالغين مقدار 55 ميكروغرام في اليوم؛ وفي أوروبا حُدِّدت النسبة للرجال بمقدار 70 ميكروغرام/اليوم، وللنساء بمقدار 60 ميكروغرام في اليوم، وللنساء الحوامل بمقدار 75 ميكروغرام في اليوم.[65][66] كما أصدرت إدارة الغذاء والدواء الأمريكية الحدود المعيارية القصوى والدنيا من السيلينيوم الداخل في تركيب وصفة غذاء الرضع.[67]

النقص [عدل]

يحدث عارض نقص السيلينيوم (أو عوز السيلينيوم) عندما يلاحظ انخفاض بأكثر من 60% في مستويات النشاط والفعالية الطبيعية للإنزيمات الحاوية على السيلينيوم في الدماغ وخلايا جهاز الغدد الصمّاء، وعندما يترافق ذلك مع حدوث إجهاد أو توتّر إضافي، مثل الإجهاد التأكسدي،[68] أو حالات التسمّم بالزئبق.[69] يمكن أن ترتفع احتمالية حدوث نقص السيلينيوم مثلاً عند الأشخاص الذين يحصلون على تغذية بالحقن أو عند الطاعنين في السن (أكبر من 90 سنة).[70] على العموم، يعد نقص السيلينيوم أمراً نادر الحدوث؛[4] ولا يزال تأثير نقص السيلينيوم على الصحّة محطّ دراسة،[71] وخاصة في العلاقة مع مرض كاشين-بيك؛[72] إذ يتداخل دور السيلينيوم الحيوي عند الحيوانات مثلاً مع دور عناصر معدنية أخرى مثل النحاس والزنك.[73]

الأثر البيئي [عدل]

مقالة مفصلة: السيلينيوم في علم الأحياء

عند ارتفاع تراكيزه في الأوساط البيئية يصبح السيلينيوم ضمن الملوّثات. تتضمّن مصادر التلوّث المُخلّفات الناتجة عن نشاطات بشرية مختلفة، مثل عمليات التعدين أو الزراعة أو الصناعات النفطية أو العمليات الصناعية. يحدث التلوّث بالسيلينيوم للأوساط المائية خاصّةً عند حدوث صرف سطحي في المناطق الجافّة النائية، ممّا يؤدّي إلى رشح مركّبات السيلينيوم المنحلّة (غالباً على شكل سيلينات) إلى الماء؛ وخاصّةً بالقرب من مناجم تعدين الفحم أو منشآت صهر الفلزات أو مصافي تكرير النفط أو أماكن ردم النفايات.[74]

تبدأ عملية التلوّث بهذا العنصر من التراكم الحيوي للسيلينيوم في الكائنات الحيّة البحرية، حيث تستطيع مركّبات السيلينيوم العضوية أن تتركّز في العوالق الحيوانية بشكل كبير، حتى وإن كان تركيز السيلينيوم في الماء ضمن مجال يقع بين 0.5 إلى 0.8 ميكروغرام/الليتر؛ في حين أنّ مركّبات السيلينيوم اللاعضوية ذات قابلية أكبر لأن تتركّز في العوالق النباتية. ينتقل التركيز المرتفع من السيلينيوم في السلسلة الغذائية، ومن الدلائل على ذلك ارتفاع تركيز السيلينيوم في السمك، والذي يؤدّي إلى نفوقها؛ كما حدث في عددٍ من البحيرات في ولاية كارولاينا الشمالية، حيث بلغ تركيز السيلينيوم فيها مستويات وصلت إلى 150-200 ميكروغرام/الليتر.

يعدّ تركيز 2 ميكروغرام من السيلينيوم/الليتر خطراً بالنسبة للأسماك والطيور البحرية. يؤدّي ارتفاع تركيز السيلينيوم إلى حدوث اضطرابات في عملية امتصاص الأكسجين من الماء لدى الأسماك، بالإضافة إلى حدوث خلل في الأداء الوظيفي للكبد والقلب، كما يؤثّر على عملية تكاثرها. من جهةٍ أخرى، يمكن للكائنات اللافقارية في النطاق القاعي أن تتحمّل تراكيز من السيلينيوم تصل إلى 300 ميكروغرام/الليتر.[75] ينتقل التلوّث بالسيلينيوم إلى النسل، ممّا يجعل من المشكلة مستديمة. تؤدّي المستويات المرتفعة من السيلينيوم في المسطّحات المائية إلى عيوب خلقية في بيوض عدد من الكائنات الحيّة، وخاصّة في الطيور المائية،[76] والأسماك.[77] يمكن أن يفاقم التلوّث بالزئبق من الضرر الحاصل من التسمّم بالسيلينيوم عند الأنواع التي تتكاثر بالبيوض.[78][79]

ينبغي أن يكون هناك توازن بين حاجة الكائنات الحيّة إلى السيلينيوم وبين التسمّم الحاصل عند زيادة تركيزه. فبالنسبة لسمك السلمون يكون التركيز المثالي من السيلينيوم بمقدار 1 ميكروغرام لكلّ غرام من وزن الجسم الكامل؛ إذ أن التدنّي الكبير عن هذه النسبة قد يؤدّي إلى نفوق أسماك السلمون الصغيرة نتيجة لنقص السيلينيوم؛[80] في حين أنّ الارتفاع الكبير عن تلك النسبة أيضاً يؤدّي إلى نفوقها بسبب الزيادة السامّة من هذا العنصر.[81]

الاستخدامات [عدل]

للسيلينيوم ومركّباته عددٌ من التطبيقات؛ منها الدخول في تركيب الأسمدة، وفي التحليل الكهربائي وفي صناعة الزجاج، وغيرها.

الأسمدة

وُجدَ أنّ إضافة أملاح السيلينيوم إلى تركيبات الأسمدة بكمّيات مدروسة يعود بفوائد على بعض الأنواع النباتية، مثل محاصيل المزروعات الورقية، كالخسّ، وكذلك للأشجار المثمرة مثل الإجاص والدرّاق؛ حيث يعمل السيلينيوم على التخفيف من عوامل الإجهاد على النباتات، مثل القحط والأشعة فوق البنفسجية وتفاوت درجات الحرارة، بالإضافة إلى ملوحة التربة.[82]

التحليل الكهربائي

تؤدّي إضافة ثنائي أكسيد السيلينيوم أثناء الاستخلاص الكهربائي للمنغنيز إلى التقليل من صرف الطاقة الكهربائية اللازمة لتشغيل خلايا التحليل الكهربائي.[30][83]

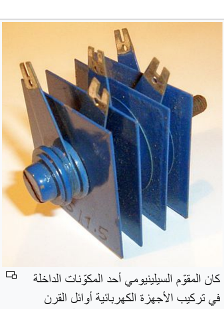
صناعة الزجاج

يستخدم السيلينيوم بشكل واسع في صناعة الزجاج، وذلك بشكل يستهلك أكثر من 50% من الإنتاج العالمي لهذا الفلزّ. يضفي السيلينيوم لوناً أحمر على الزجاج، وهو بذلك يخفي الآثار الصفراء أو الخضراء التي تسبّبها شوائب الحديد. يضاف السيلينيوم عادةً على شكل أملاح السيلينيت أو السيلينات.[84]

السبائك

يمكن أن يدخل السيلينيوم في تركيب سبيكة النحاس الأصفر (الصُّفْر) إلى جانب البزموت، وذلك بديلاً عن فلز الرصاص السام.[85] كما أن إضافة السيلينيوم إلى الفولاذ بتراكيز حوالي 0.15% يُحسّن من إمكانية الميكنة التشغيلية للفولاذ؛[86][87] وكذلك للنحاس وسبائكه.[88]

تطبيقات كهربائية



كان المقوّم السيلينيومي أحد المكوّنات الداخلة في تركيب الأجهزة الكهربائية أوائل القرن العشرين، قبل أن يُستغنى عنه لاحقاً.

كان السيلينيوم يستخدم في أوائل القرن العشرين في تركيب المقوّمات من أجل التزويد بالطاقة، إلى أن استُغنيَ عنها لاحقاً؛ كما كانت مادّة سيلينيد الزنك من أولى المواد المستخدمة في تركيب الثنائيات الباعثة للضوء الأزرق؛ إلّا أنّ نتريد الغاليوم هو المسيطر حالياً في هذا التطبيق.[89] كما كان سيلينيد الكادميوم من المواد شائعة الاستخدام في مجال النقاط الكمومية. وعلى العموم فإنّ استخدام السيلينيوم في الصناعات الإلكترونية في تضاؤل.[30] بالمقابل، وبشكل مناظر لمبدأ بطارية ليثيوم-كبريت، تجرى أبحاث ودراسات لتقييم استخدام بطارية ليثيوم-سيلينيوم (Li–Se) من أجل تخزين الطاقة.[90] كما تجرى أبحاث للاستفادة من الخواص البصرية من الموصلية الضوئية للشكل اللابلّوري من السيلينيوم (α-Se)، وذلك بجعله على شكل رقائق داخلة في تركيب مكشاف اللوحة المسطحة للأشعّة السينية.[91]

تطبيقات كهرضوئية

يستفاد من الخواصّ الكهرضوئية والموصلية الضوئية للسيلينيوم في عدد من التطبيقات، مثل تركيب النواسخ والطابعات الليزرية؛[92] والمستشعرات الضوئية وأجهزة قياس الإضاءة؛ في حين تدخل مادّة سيلينيد نحاس إنديوم غاليوم في بناء الخلايا الشمسية.[93]

تطبيقات مختلفة

تستخدم كمّيات صغيرة من مركّبات سيلينيوم عضوية في تركيب الحفّازات المستخدمة لعملية فلكنة المطاط.[25] في حين يستخدم النظير ^{75}Se في إصدار أشعة غاما المستخدمة في التصوير الصناعي.[94]

المخاطر [عدل]

عندما يؤخذ السيلينيوم بتراكيز مرتفعة فإنّ ذلك يؤدّي إلى حدوث حالة تسمّم بالسيلينيوم،[ملاحظة 2] وذلك عند تجاوز مستوى الحدّ الأعظمي المسموح والمقدّر بحوالي 400 ميكروغرام في اليوم.[95][96] وقد تحدث الإصابة في حالات نادرة عند تناول غذاء مزروع في تربة ذات محتوى مرتفع وفوق العادة من السيلينيوم، كما حدث في إحدى المرّات في الصين.[97] كما سُجّلت في الولايات المتّحدة حالة نفوق لعدد من الأحصنة المستخدمة في رياضة البولو، وذلك عندما أُضيف السيلينيوم في علفها بنسبة أكبر بعشرين ضعف عن المستويات الطبيعية.[98]

تتضمّن أعراض التسمّم بالسيلينيوم ظهور رائحة للنَّفَس تشبه رائحة الثوم، وحدوث اضطرابات معويّة، وسقوط للشعر، وتقصُّف الأظافر، وحدوث حالات من التعب والتهيّج العصبي. وقد تسبب الحالات الحادّة من التسمّم بهذا العنصر إلى حدوث تشمّع الكبد أو وذمة الرئة أو الوفاة.[99] تبلغ الجرعة السامّة المزمنة لأيون السيلينيت مقدار 2400 إلى 3000 ميكروغرام في اليوم؛[100] أمّا مركّب سيلينيد الهيدروجين فهو غاز سام ومهيّج للغاية.[101]

عيّنت إدارة السلامة والصحّة المهنية الأمريكية حدّ التعرّض المسموح به من السيلينيوم في مكان العمل بمقدار 0.2 مغ/م^3 في يوم عمل واحد من 8 ساعات؛ وهو أيضاً ما حدّده المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية الأمريكي بالنسبة لحدّ التعرّض الموصى به؛ في حين حُدِّدت عتبة 1 مغ/م^3 بأنها ذات خطورة فورية للحياة أو الصحة.[102]

هوامش [عدل]

1. ^ Alexander Marcet
2. ^ تعرف باللغة الإنجليزية باسم selenosis

المراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ "معدن غير شهير ولكنه هام للعديد.. تعرّف على السيلينيوم الذي يقاوم السرطان وقد يتسبب به!". عربي بوست. اطلع عليه بتاريخ 26 سبتمبر 2020.
2. ^ "السيلينيوم: عنصر غذائي يحتاجه الجسم". ويب طب.
3. ^ "تعرفي على فوائد السيلينيوم الصحية". مجلة حياتك. مؤرشف من الأصل في 19 يوليو 2017.
4. ^ "عنصر السيلينيوم". MSD. مؤرشف من الأصل في 20 أكتوبر 2020. اطلع عليه بتاريخ 26 سبتمبر 2020.

معلومات المراجع الكاملة [عدل]

مرتبة وفقاً لسنة الإصدار

- المؤلف Bonnier Corporation سنة (1876). مقطع من كتاب "Action of light on selenium". نشر في مجلة بوبيولار سايِنس: 116.[103]
- المؤلف Simin G. S و M. E. Levinshteĭn بتاريخ (ديسمبر 1992). مقطع من كتاب "Earliest semiconductor device". صفحات 77–79. ISBN 978-981-02-3516-1.[104]
- المؤلف Winston Brian بتاريخ (ديسمبر 1998). مقطع من كتاب "Media Technology and Society: A History : from the Telegraph to the Internet". صفحة 89.[105]
- المؤلف بيتر روبن موريس سنة (1990). مقطع من كتاب "A History of the World Semiconductor Industry". ص: 18.[106]
- المؤلف لودفيغ بيرغمان سنة (1931). "Über eine neue Selen-Sperrschicht-Photozelle". نشر في مجلة "Physikalische Zeitschrift". جزء 32 ص:286–288.[107]
- المؤلف Waitkins, G.R.; Bearse, A.E سنة (1942). "Industrial Utilization of Selenium and Tellurium". نشر في مجلة "Industrial & Engineering Chemistry Research". جزء 34 ص:899–910.[108]

بلغات أجنبية [عدل]

1. ^ "Selenium : Selenium(I) chloride compound data". WebElements.com. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Ruyle, George. "Poisonous Plants on Arizona Rangelands" (PDF). The University of Arizona. مؤرشف من الأصل (PDF) في 15 يوليو 2004. اطلع عليه بتاريخ 5 يناير 2009.
4. ^ Weeks, Mary Elvira (1932). "The discovery of the elements. VI. Tellurium and selenium". *Journal of Chemical Education*. **9** (3): 474. Bibcode:1932JChEd...9..474W. doi:10.1021/ed009p474.
5. ^ Trofast, Jan (2011). "Berzelius' Discovery of Selenium". *Chemistry International*. **33** (5):

doi:10.1016/j.freeradbiomed.2014.07.019. PMID 25064324.
Usuki, F.; Yamashita, A.; Fujimura, M. (2011). "Post-transcriptional defects of antioxidant selenoenzymes cause oxidative stress under methylmercury exposure". *The Journal of Biological Chemistry*. **286** (8): 6641–6649. doi:10.1074/jbc.M110.168872. PMC 3057803. PMID 21106535.
Ohi, G.; Seki, H.; Maeda, H.; Yagyu, H. (1975). "Protective effect of selenite against methylmercury toxicity: observations concerning time, dose and route factors in the development of selenium attenuation". *Industrial Health*. **13** (3): 93–99.

سيلينيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز
ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع·ن·ت تسمم · تأثير سمي · جرعة زائدة
ع·ن·ت مركبات السيلينيوم

ضبط استنادي	BNE: XX534324 · BNF: cb121383271 (data) · GND: 4180872-1 · LCCN: sh85119688 · NDL: 00570819
التصنيفات الطبية	*MeSH ID*: D012643
المعرفات الخارجية	*BNE ID*: XX534324 · *JSTOR ID*: selenium-compounds · *PatientLikeMe treatment ID*: selenium · Patient UK · *BNCF*: 52421 · *UMLS CUI*: C0036581
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7782-49-2 · *RTECS number*: VS7700000 · *ECHA*: 100.029.052 · *NDF-RT ID*: N0000148196 · *PubChem CID*: 6326970 · *HMDB ID*: HMDB0001349 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID9021261 · *ChemSpider ID*: 4885617 · *ChEBI ID*: 27568 · *ZVG number*: 7340 · *EC no.*: 231-957-4 · *KEGG ID*: C01529 · *NIOSH Pocket Guide ID*: 0550 · *UNII*: H6241UJ22B

بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية
هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 10 يناير 2021 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت · مراجعة الزملاء بتاريخ 6 نوفمبر 2020)
تصنيفات: سيلينيوم | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | كالكوجينات | لافلزات | مضادات أكسدة | معادن عناصر طبيعية | معادن غذائية | ملوثات هواء خطرة

بروم

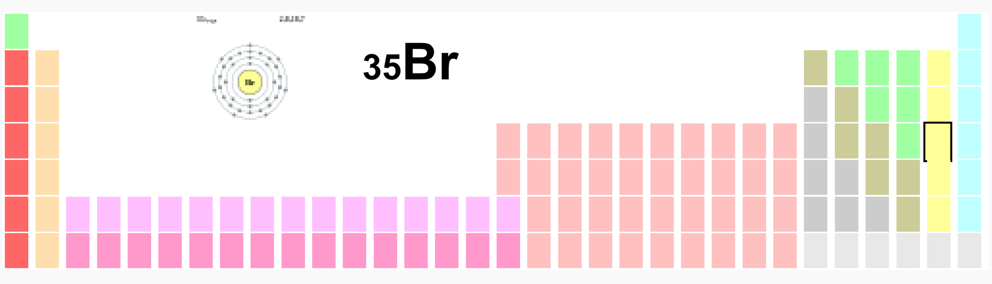
إحداثيات: 31°9′0″N 35°27′0″E

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر بروم (توضيح).

البروم (كلمة أصلها إغريقي "بروموس" وتعني "رائحة نتنة"), هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله الرمز **Br**, العدد الذري 35.[2][3][4] وهو عنصر هالوجيني، وفي درجة حرارة الغرفة فإنه يكون سائل أحمر متطاير، وله نشاط متوسط بين الكلور, واليود. وهو عنصر مؤذى لجلد الإنسان في حالته السائلة، كما أن بخاره ضار بالعين والحلق.

كريبتون ← **بروم** ← سيلينيوم



المظهر	
غاز/سائل: أحمر - بني صلب: بريق معدني	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بروم، 35، Br
تصنيف العنصر	هالوجين
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 4، p
الكتلة الذرية	79.904 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 7 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	سائل
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(Br_2، سائل) 3.1028 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	265.8 ك، -7.2 °س، 19 °ف
نقطة الغليان	332.0 ك، 58.8 °س، 137.8 °ف
النقطة الحرجة	588 ك، 10.34 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(Br_2) 10.571 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(Br_2) 29.96 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(Br_2) 75.69 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	185	201	220	244	276	332

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**7**, **5**, 4, **3**, **1**, **-1** (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	2.96 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1139.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2103 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3470 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	120 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	120±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	185 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	7.8×10^{10}أوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	0.122 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(20° س) 206 متر/ثانية
رقم CAS	7726-95-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البروم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{79}Br	50.69%	^{79}Br هو نظير مستقر وله 44 نيوترون			
^{81}Br	49.31%	^{81}Br هو نظير مستقر وله 46 نيوترون			

ع • ن • ت

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

عينة آمنة من البروم لأغراض التدريس

البروم هو العنصر الوحيد غير الفلزي الذي يوجد في صورة سائلة في درجة حرارة الغرفة. وهو سائل ثقيل بني-محمر، يتبخر بسهولة في ظروف الضغط والحرارة القياسية وله بخار أحمر (لونه يشبه ثاني أكسيد النيتروجين) وله رائحة بغيضة تشبه رائحة الكلور. والبروم يشبه الكلور في التفاعلات الكيميائية ولكنه أقل منه نشاطا. كما أنه شحيح الذوبان في الماء ويذوب بسرعة في ثاني سلفيد الكربون, الكحولات الأليفاتية (مثل الميثانول), وحمض الأسيتيك. كما يرتبط بسهولة مع عديد من العناصر، وهومبيض قوي.

والبروم عالى النشاط كما أنه عامل مؤكسد قوي في وجود الماء. ويتفاعل بشدة مع الأمينات, الألكينات, الفينولات, وأيضا مع الهيدروكربونات الأليفاتية والأروماتية, والكيتونات, والأحماض (ويتم التفاعل معها إما بالإضافة وإما بالاستبدال). وتفاعل البروم الجاف يكون أقل من البروم المبلل مع عديد من الفلزات والعناصر، وعموما فإن البروم الجاف يتفاعل بشدة مع الألومنيوم, التيتانيوم, الزئبق, الفلزات القلوية الترابية, الفلزات القلوية

تاريخ البروم [عدل]

البروم (كلمة أصلها إغريقي "بروموس" وتعني "رائحة نتنة") تم اكتشافه عن طريق أنتوني جيروم بالارد في الملاحات الموجودة في مونتبليه في عام 1826 ولكن إنتاجه الفعلي لم يبدأ حتى 1860.

تواجد البروم [عدل]

يتواجد البروم في الطبيعة على هيئة بروميدات في أشكال كثيرة من الصخور القشرية. وبسبب الترشحات التي تحدث فإن أملاح البروم تجمعت في ماء البحر (85 جزء في المليون)، كما يمكن الحصول عليه تجاريا من آبار الماء شديدة الملوحة، ومن البحر الميت (5000 جزء في المليون).

وتقريبا تم إنتاج 500 مليون كيلو جرام من البروم (350 مليون دولار أمريكي) من البروم عام (2001) وكانت الولايات المتحدة أكبر الدول إنتاجا للبروم.

كما كانت تستخدم املاح البروميد كمهدئ طبي رئيسي

الاحتياطات [عدل]

البروم في حالته العنصرية يسبب تهيج، وفي حالته المركزة يسبب تكون بثور على الجلد وخاصة للغشاء المخاطي. كما أن التركيزات المنخفضة من بخار البروم (بداية من 10 جزء في المليون) يمكن أن يؤثر على التنفس، والتعرض لهذا البخار لفترة طويلة يسبب أضرار خطيرة بالجهاز التنفسي.

وعلى هذا فيجب ارتداء قفازات الأمان, والتأكد من التهوية الجيدة عند التعامل مع البروم.

إعادة التشغيل [عدل]

نظرا لتكلفة البروم العالية، فإنه غالبا ما يعاد تشغيله مرة أخرى بدلا من التخلص منه في البيئة.

المراجع [عدل]

- معمل لوس ألاموس القومي- البروم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات- البروم

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن بروم على موقع psh.techlib.cz". psh.techlib.cz. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن بروم على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 24 يوليو 2019.
4. ^ "معلومات عن بروم على موقع omegawiki.org". omegawiki.org. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: بروم

ع • ن • ت	الجدول الدوري	<
ع • ن • ت	عناصر كيميائية ثنائية الذرة	<

ضبط استنادي	BNF: cb12166058m (data) · GND: 4146635-4 · LCCN: sh85017053 · NDL: 00572452
معرفات كيميائية	*ChEBI ID*: 33117 · *CAS Number*: 7726-95-6 · *Gmelin number*: 1182 · *HMDB ID*: HMDB0031434

بوابة الكيمياء · بوابة طب · بوابة العناصر الكيميائية

تصنيفات: بروم | عناصر كيميائية | لافلزات ثنائية الذرة | مؤكسدات | مركبات البروم | هالوجينات

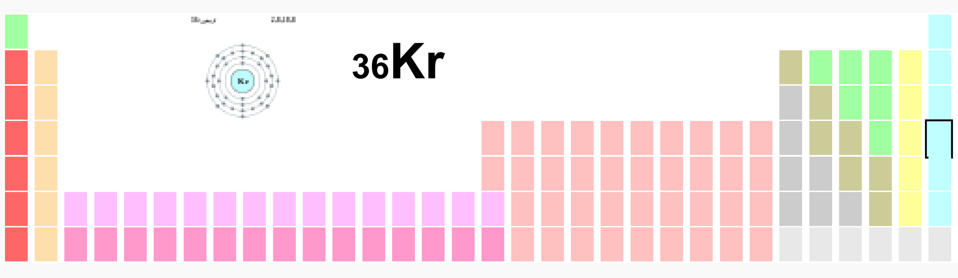
كريبتون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر كريبتون (توضيح).

الكريبتون هو عنصر كيميائي يرمز له بالرمز **Kr** وعدده الذري: 36.[3][4][5] وهو غاز خامل (نبيل) لا لون له، يوجد كميات ضئيلة من الكربتون في الغلاف الجوي الأرضي، ويمكن فصله عن طريق التصفية بالتقطير للهواء المسال، ويستخدم عادة مع غازات أخرى نادرة في انارات الفلورسنت. الكربتون يعد خاملا لمعظم الأهداف التطبيقية ولكن من المعروف أنه يشكل مركبات مع الفلورين.

روبيديوم ← **كريبتون** ← بروم



المظهر	
غاز عديم اللون ذو وميض أبيض في حالة البلازما	

الخطوط الطيفية للكريبتون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كريبتون، 36، Kr
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 4، p
الكتلة الذرية	83.798 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Ar]; $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
توزيع الإلكترونات **لكل** غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 8 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 3.749 غ/ل
كثافة السائل **عند** نقطة الغليان	2.413[1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	115.79 ك، -157.36 °س، -251.25 °ف
نقطة الغليان	119.93 ك، -153.22 °س، -244.12 °ف
نقطة ثلاثية	115.775 كلفن (-157°س)، 73.2 كيلوباسكال
النقطة الحرجة	209.41 ك، 5.50 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	1.64 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	9.08 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية **(عند 25 °س)**	20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	59	65	74	84	99	120

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**
الكهرسلبية	3.00 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1350.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2350.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3565 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	116±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	202 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[2]
الناقلية الحرارية	9.43×10^{-3} واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(غاز، 23 °س) 220، (سائل) 1120 متر/ثانية
رقم CAS	7439-90-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكريبتون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{78}Kr	0.35%	^{78}Kr هو نظير مستقر وله 42 نيوترون			
^{79}Kr	مصطنع	35.04 ساعة	ε	-	^{79}Br
			$β^+$	0.604	^{79}Br
			γ	0.26، 0.39، 0.60	-
^{80}Kr	2.25%	^{80}Kr هو نظير مستقر وله 44 نيوترون			
^{81}Kr	نادر	2.29×10^5 سنة	ε	-	^{81}Br
			γ	0.281	-
^{82}Kr	11.6%	^{82}Kr هو نظير مستقر وله 46 نيوترون			
^{83}Kr	11.5%	^{83}Kr هو نظير مستقر وله 47 نيوترون			
^{84}Kr	57%	^{84}Kr هو نظير مستقر وله 48 نيوترون			
^{85}Kr	مصطنع	10.756 سنة	$β^-$	0.687	^{85}Rb
^{86}Kr	17.3%	^{86}Kr هو نظير مستقر وله 50 نيوترون			

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

مركبات [عدل]

حين استكشفوا الغازات الخاملة، اعتقدوا إنهم لا يشكل مركبات مع كل العناصر. لكن الآن نعلم أنه يشكل مركبات مع الفلور، الأرغون، الهيليوم، الأوكسيجين، النيتروجين والكربون. أولاً: في السنة 1963، استطاعوا صنع المركب KrF_2، أول مركب فيه كريبتون. في نفس السنة، شكّلوا المركب KrF_4

الاكتشاف [عدل]

ولقد اكتشف عنصر **الكريبتون** عام 1898 من قبل السير وليام رامزي وموريس ترافيرس.

أصل التسمية [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة اليونانية kryptos ومعناها المخفي.

مصادر [عدل]

http://uqu.edu.sa/page/ar/52882

المراجع [عدل]

1. ^ [1]
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ "معلومات عن كريبتون على موقع omegawiki.org". omegawiki.org. مؤرشف من الأصل في 08 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن كريبتون على موقع roempp.thieme.de". roempp.thieme.de. مؤرشف من الأصل في 30 يوليو 2016.
5. ^ "معلومات عن كريبتون على موقع pubchem.ncbi.nlm.nih.gov". pubchem.ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 13 أبريل 2019.

في كومنز صور وملفات عن: كريبتون

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <

ع · ن · ت **مركبات الغاز نبيل** <

ضبط استنادي	BNE: XX534609 · BNF: cb119666366 (data) · GND: 4165832-2 · LCCN: sh85073327 · NDL: 00567028
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7439-90-9 · ***ZVG number***: 7360 · ***ChEMBL ID***: CHEMBL1233877 · ***ECHA***: 100.028.271 · ***PubChem CID***: 5416 · ***ChemSpider ID***: 5223 · ***EC no.***: 231-098-5 · ***ChEBI ID***: 49696 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5064675 · ***UNII***: 5I8I620HVX

بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية

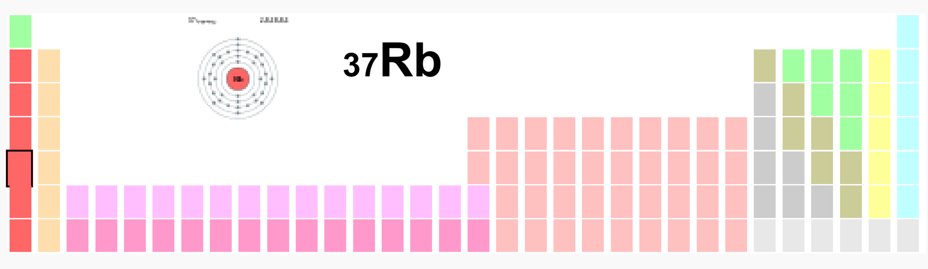
هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: كريبتون | عناصر كيميائية | غازات نبيلة | مركبات الكريبتون

روبيديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

سترونشيوم → **روبيديوم** ← كريبتون



المظهر	
رمادي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	روبيديوم، 37، Rb
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 5، s
الكتلة الذرية	85.4678 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 8, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.532 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.46 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	312.46 ك، 39.31 °س، 102.76 °ف
نقطة الغليان	961 ك، 688 °س، 1270 °ف
النقطة الحرجة	(قيمة محسوبة) 2093 ك، 16 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	2.19 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	75.77 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	31.060 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	434	486	552	641	769	958

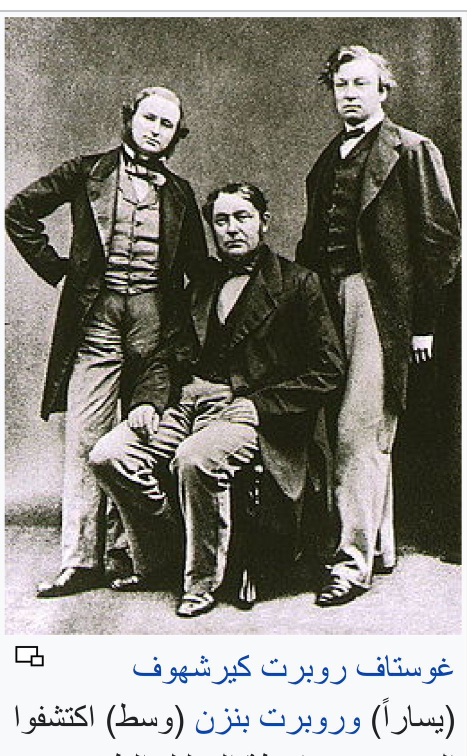
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.82 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 403 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2632.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3859.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	248 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	220±9 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	303 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	128 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	58.2 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	1300 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	2.4 غيغاباسكال
معامل الحجم	2.5 غيغاباسكال
صلادة موس	0.3
صلادة برينل	0.216 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-17-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الروبيديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{83}Rb	مصطنع	86.2 يوم	ε	-	^{83}Kr
			γ	0.52، 0.53، 0.55	-
^{84}Rb	مصطنع	32.9 يوم	ε	-	^{84}Kr
			$β^+$	1.66، 0.78	^{84}Kr
			γ	0.881	-
			$β^-$	0.892	^{84}Sr
^{85}Rb	72.168%	^{85}Rb هو نظير مستقر وله 48 نيوترون			
^{86}Rb	مصطنع	18.65 يوم	$β^-$	1.775	^{86}Sr
			γ	1.0767	-
^{87}Rb	27.835%	4.88×10^{10} سنة	$β^-$	0.283	^{87}Sr

ع · ن · ت



غوستاف روبرت كيرشهوف (يساراً) وروبرت بنزن (وسط) اكتشفوا الروبيديوم بواسطة التحليل الطيفي. (هنري إنفيلد روسكوي يميناً.)

الروبيديوم عنصر كيميائي له الرمز **Rb** والعدد الذري 37 في الجدول الدوري.[2][3][4] وهو فلز قلوي هش ذو لون أبيض فضي يشتعل مباشرة لدى تماسه مع الهواء. الروبيديوم لينة ووزنه الذري هو 85,4678. عنصر الروبيديوم شديدة التفاعل مع خصائص مشابهة لتلك العناصر الأخرى في المعادن القلوية، مثل الأكسدة سريعة للغاية في الهواء. للروبيديوم نظير واحد فقط مستقرة، وهو Rb^{85}. و نظير Rb^{87}، النظيرالذي يؤلف حوالي 28 ٪ من الروبيديوم طبيعيا، مشعة، ولها عمر نصف ال 49 مليار سنة، ثلاث مرات أكثر من أطول من العمر المقدر للكون.

اكتُشف الروبيديوم عام 1861 على يد روبرت بنزن وغوستاف كيرشهوف، في هايديلبرغ في ألمانيا، في معدن ليبيدوليت من خلال مطيافية الانبعاث الذري. وبسبب الخطوط الحمراء الساطعة التي ظهرت في طيف الانبعاث، اختاروا اسماً مشتقاً من كلمة اللاتينية rubidus والتي تعني "أحمر غامق".[5][6]

يعتبر الروبيديوم غير ضروري للكائنات الحية، على غرار السيزيوم؛ ومع ذلك يتم التعامل مع أيونات الروبيديوم من طرف الكائنات الحية بطريقة مشابهة لأيونات البوتاسيوم.

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن روبيديوم على موقع echa.europa.eu". echa.europa.eu. مؤرشف من الأصل في 02 يناير 2020.
3. ^ "معلومات عن روبيديوم على موقع cpv.data.ac.uk". cpv.data.ac.uk. مؤرشف من الأصل في 02 يناير 2020.
4. ^ "معلومات عن روبيديوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 02 يناير 2020.
5. ^ Kirchhoff, G.; Bunsen, R. (1861). "Chemische Analyse durch Spectralbeobachtungen" (PDF). *Annalen der Physik und Chemie*. **189** (7): 337–381. Bibcode:1861AnP...189..337K. doi:10.1002/andp.18611890702. hdl:2027/hvd.32044080591324. مؤرشف من الأصل (PDF) في 2 مارس 2016.
6. ^ Weeks, Mary Elvira (1932). "The discovery of the elements. XIII. Some spectroscopic discoveries". *Journal of Chemical Education*. **9** (8): 1413–1434. Bibcode:1932JChEd...9.1413W. doi:10.1021/ed009p1413.

في كومنز صور وملفات عن: روبيديوم

ع · ن · ت الجدول الدوري

ع · ن · ت مركبات الروبيديوم

ضبط استنادي: BNF: cb12165566c (data) · GND: 4178576-9 · LCCN: sh85115684

معرفات كيميائية: *ZVG number*: 7370 · *PubChem CID*: 5357696 · *EC no.*: 231-126-6 · *ChemSpider ID*: 4512975 · *CAS Number*: 7440-17-7 · *ChEBI ID*: 33322 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4064686 · *ECHA*: 100.028.296 · *Gmelin number*: 16244 · *UNII*: MLT4718TJW

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: روبيديوم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Latina
Bahasa Melayu
Português
Русский
中文
بقية الوصلات: 131
عدل الوصلات

سترونشيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

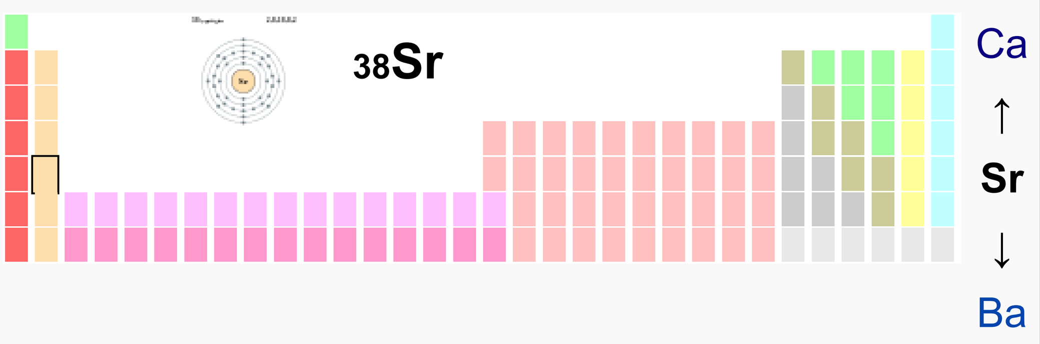
(بالتحويل من سترونتيوم)

السترونشيوم عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري ، يرمز له بالرمز **Sr** ، له العدد الذري 38 .[2][3][4]وهو من المعادن القلوية الترابية.

ويوجد السترونتيوم في معادن السلستيت والسترونتينيت ويتحد فورًا مع الأكسجين والنيتروجين والهيدروجين. ويحترق نيتريت الســترونتيوم (Sr[NO3]2) بلهب قرمزي، ويستخدم في الإشارات المضيئة والمفرقعات الاستعراضية. وقد

اكتشفه أدير كراوفورد من أيرلندا عام 1790.

إتريوم ← **سترونشيوم** ← روبيديوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سترونشيوم، 38، Sr
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 5، s
الكتلة الذرية	87.62 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	2.64 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	2.375 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1050 ك، 777 °س، 1431 °ف
نقطة الغليان	1655 ك، 1382 °س، 2520 °ف
حرارة الانصهار	7.43 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	136.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.4 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	796	882	990	1139	1345	1646

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**, 1 [1] (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.95 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 549.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1064.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 4138 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	215 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	195±10 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	249 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	132 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	35.4 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	22.5 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل القص	6.1 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.28
صلادة موس	1.5
رقم CAS	7440-24-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر السترونشيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{82}Sr	مصطنع	25.36 يوم	ε	-	^{82}Rb
^{83}Sr	مصطنع	1.35 يوم	ε	-	^{83}Rb
			$β^+$	1.23	^{83}Rb
			γ	0.76، 0.36	-
^{84}Sr	0.56%	^{84}Sr هو نظير مستقر وله 46 نيوترون			
^{85}Sr	مصطنع	64.84 يوم	ε	-	^{85}Rb
			γ	0.514	-
^{86}Sr	9.86%	^{86}Sr هو نظير مستقر وله 48 نيوترون			
^{87}Sr	7.0%	^{87}Sr هو نظير مستقر وله 49 نيوترون			
^{88}Sr	82.58%	^{88}Sr هو نظير مستقر وله 50 نيوترون			
^{89}Sr	مصطنع	50.52 يوم	ε	1.49	^{89}Rb
			$β^-$	0.909	^{89}Y
^{90}Sr	نادر	28.90 سنة	$β^-$	0.546	^{90}Y

ع · ن · ت

مراجع [عدل]

1. ^ P. Colarusso; et al. (1996). "High-Resolution Infrared Emission Spectrum of Strontium Monofluoride" (PDF). *J. Molecular Spectroscopy*. **175**: 158. Explicit use of et al. in: |author= (مساعدة)
2. ^ "معلومات عن سترونشيوم على موقع bigenc.ru". bigenc.ru. مؤرشف من الأصل في 07 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن سترونشيوم على موقع mor.nlm.nih.gov". mor.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2019.
4. ^ "معلومات عن سترونشيوم على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 5 أغسطس 2017.

في كومنز صور وملفات عن: سترونشيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري <

ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ع · ن · ت مركبات السترونشيوم v

$SrAl_2O_4$ · SrB_6 · $SrBr_2$ · $Sr(BrO_3)_2$ · $SrCO_3$ · $SrCl_2$ · $Sr(ClO_3)_2$ · $SrCrO_4$ · SrF_2 · SrI_2 · $Sr(NO_3)_2$ · SrO · SrO_2 · $Sr(OH)_2$ · SrS · $SrSO_4$ · $SrTiO_3$ · Sr_3N_2

ضبط استنادي	BNE: XX528414 · BNF: cb12169122m (data) · GND: 4183762-9 · LCCN: sh85129178 · NDL: 00571781
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-24-6 · ***ECHA***: 100.028.303 · ***PubChem CID***: 5359327 · ***KEGG ID***: C13884 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3024312 · ***HMDB ID***: HMDB0003642 · ***ChEBI ID***: 33324 · ***ZVG number***: 8310 · ***EC no.***: 231-133-4 · ***ChemSpider ID***: 4514263 · ***Gmelin number***: 6868 · ***UNII***: YZS2RPE8LE

بوابة المملكة المتحدة | بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن المملكة المتحدة. بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: سترونشيوم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية ترابية | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

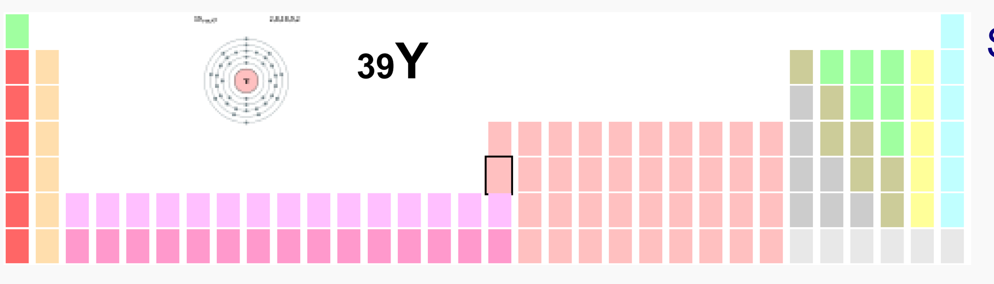
لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
中文
بقية الوصلات: 131
عدل الوصلات

إتريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الإتريوم (أو **السَّحْمَن**،[2] رمزه الكيميائي العربي **سح**،[2] من السَّحَمَة وهي الكُتْلَةُ من الحديد،[3] ذلك أنه فلزّ صلب رماديّ اللون، يشبه لونه لون الحديد) عنصر كيميائي له الرمز **Y** والعدد الذري 39 في الجدول الدوري. وهو من الفلزات الانتقالية التي تنتمي إلى العناصر الأرضية النادرة وذلك للتشكيل الإلكتروني الخاص بها. أطلق عليه هذا الاسم نسبة لمنطقة اسمها غروبي *إتيربي* بالقرب من ستوكهولم في السويد.

زركونيوم ← **إتريوم** ← سترونشيوم



المظهر

رمادي فلزي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إتريوم، 39، Y
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	3، 5، d
الكتلة الذرية	88.90585 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^1$ $5s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	4.472 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	4.24 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1799 ك، 1526 °س، 2779 °ف
نقطة الغليان	3609 ك، 3336 °س، 6037 °ف
حرارة الانصهار	11.42 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	365 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.53 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1883	2075	(2320)	(2627)	(3036)	(3607)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2, 1
الكهرسلبية	1.22 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 600 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1180 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 1980 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	180 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	190±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 596 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	17.2 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 10.6 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3300 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	63.5 غيغاباسكال
معامل القص	25.6 غيغاباسكال
معامل الحجم	41.2 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.243
صلادة برينل	589 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-65-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإتريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{87}Y	مصطنع	3.35 يوم	ε	-	^{87}Sr
			γ	0.48، 0.38	-
^{88}Y	مصطنع	106.6 يوم	ε	-	^{88}Sr
			γ	1.83, 0.89	-
^{89}Y	100%	^{89}Y هو نظير مستقر وله 50 نيوترون			
^{90}Y	مصطنع	2.67 يوم	$β^-$	2.28	^{90}Zr
			γ	2.18	-
^{91}Y	مصطنع	58.5 يوم	$β^-$	1.54	^{91}Zr
			γ	1.20	-

ع·ن·ت

إتريوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

مراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ↑ أ ب فيصل أخَي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. الصفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 15 ديسمبر 2019 على موقع واي باك مشين.
3. ^ ابن منظور، لسان العرب، مادة (سحم).

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع·ن·ت مركبات الإتريوم

ضبط استنادي	BNF: cb12168271v (data) · GND: 4067222-0 · LCCN: sh85149410 · NDL: 00564324
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-65-5 · ***HMDB ID***: HMDB0013667 · ***RTECS number***: ZG2980000 · ***ECHA***: 100.028.340 · ***ChEBI ID***: 33331 · ***ZVG number***: 7390 · ***PubChem CID***: 23993 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID0049816 · ***ChemSpider ID***: 22429 · ***EC no.***: 231-174-8 · ***Gmelin number***: 16319 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0673 · ***UNII***: 58784XQC3Y

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

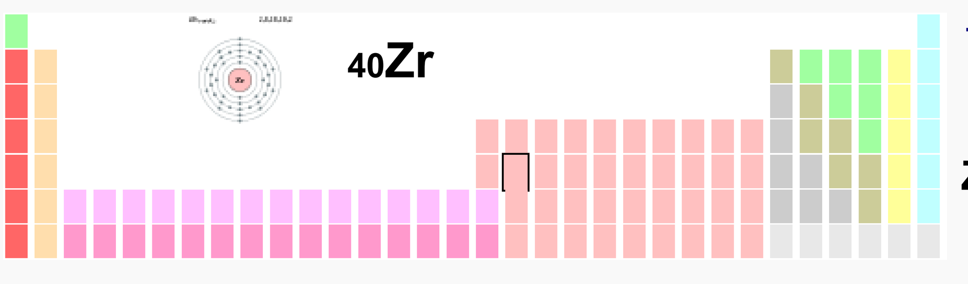
تصنيفات: إتريوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون انترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Bosanski
English
Español
Suomi
हिन्दी
日本語
Română
Srpskohrvatski / српскохрватски
中文
بقية الوصلات: 125
عدل الوصلات

زركونيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نيوبيوم → **زركونيوم** ← إتريوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	زركونيوم، 40، Zr
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	4، 5، d
الكتلة الذرية	91.224 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^2$ $4d^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 10, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.52 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.8 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2128 ك، 1855 °س، 3371 °ف
نقطة الغليان	4682 ك، 4409 °س، 7968 °ف
حرارة الانصهار	14 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	573 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.36 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2639	2891	3197	3575	4053	4678

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3, 2, 1,[1] (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.33 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 640.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1270 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2218 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	160 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	175±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي مرصوص
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	421 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	22.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	5.7 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3800 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	88 غيغاباسكال
معامل القص	33 غيغاباسكال
معامل الحجم	91.1 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.34
صلادة موس	5.0
صلادة فيكرز	903 ميغاباسكال
صلادة برينل	650 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-67-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الزركونيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{88}Zr	مصطنع	83.4 يوم	ε	-	^{88}Y
			γ	0.392	-
^{89}Zr	مصطنع	78.4 ساعة	ε	-	^{89}Y
			$β^+$	0.902	^{89}Y
			γ	0.909	-
^{90}Zr	51.45%	^{90}Zr هو نظير مستقر وله 50 نيوترون			
^{91}Zr	11.22%	^{91}Zr هو نظير مستقر وله 51 نيوترون			
^{92}Zr	17.15%	^{92}Zr هو نظير مستقر وله 52 نيوترون			
^{93}Zr	نادر	$1.53×10^6$ سنة	$β^-$	0.060	^{93}Nb
^{94}Zr	17.38%	$1.1×10^{17}$ سنة	$β^-β^-$	-	^{94}Mo
^{96}Zr	2.8%	$2.0×10^{19}$ سنة[3]	$β^-β^-$	3.348	^{96}Mo

ع · ن · ت

الزركونيوم أو **الزرقون**[4] (أو **الزَّرْجَن**،[5] رمزه الكيميائي العربي **ج**،[5] من الزَّرَجُون،[6] من الفارسية: زَر أي الذهب[7] وگُون أي لون،[8] ذلك أن لون الزّرجون أصفر ذهبي، وهو zirconium بالإنكليزية، علماً أن أصل الكلمة الإنكليزية، هو المصطلح العربي المتأصل من الفارسية) عنصر كيميائي له الرمز **Zr** والعدد الذري 40 في الجدول الدوري للعناصر.

يوجد عنصر الزركونيوم بشكل واسع في الطبيعة بنسبة توافر تبلغ 28 من الألف في المائة ويحتل المرتبة ال11 في التواجد في الطبيعة قبل عناصر آخر كثيرة مشهورة يتواجد في الطبيعة في شكل معدنين رئيسين وهما الزركون$(Zr,Hf)SiO_4$ واكسيد الزركونيوم $(Zr,Hf)O_2$ يستخدم بشكل أساسي في المفاعلات النووية بسبب ان له مساحة مقطع صغيرة للتفاعل مع النيترونات .

نظرا لنقطة انصهار الزركونيوم العالية التي تبلغ 2550 درجة مئوية ,[9] وصلابته الشديدة وقلة فاعليته الكيميائية، فهو من أقدم المعادن الموجودة على الأرض . وهو يوجد أحيانا في طبقات أرضية غنية ب اليورانيوم و الثوريوم مما يجعله صالحا للاستناد عليه في التأريخ الجيولوجي . يعود أقدم الصخور التي عثر عليها في أستراليا التي تحتوي على بلورات الزركونيوم إلى 4و5 مليار سنة سبقت.

محتويات [أخف]

الاسم [عدل]

تأثيل اسم العنصر الأوروبي (باللاتينية: Zirconium) يرجع لأصل أوستائي (أبستاقي) نسبة للون الذهبي، ثم عبر المصطلح الفارسية والعربية بهجاء «زرقون» وكان يعني الزنجفر.[10]

النظائر [عدل]

يوجد للمعدن عدة نظائر مهمة أهمها ^{91}Zr و ^{92}Zr و ^{93}Zr و ^{94}Zr و^{90}Zr

سبائك الزركونيوم [عدل]

يمكن إضافة معادن أخرى إلى الزركونيوم مثل Sn وCr وFe و Ni وNb وذلك لتحسين خواصه الميكانيكية ومقاومته للتآكل والصدأ

أشهر هذه السبائك

زالكوري 2 Zircaloy 2 وتتكون من النيكل والكروم والحديد والقصدير وزالكوري 4.

استخداماته [عدل]

يستخدم الزركونيوم في صورة معدن في تغليف أعمدة وقود المفاعلات النووية وحمايتها من حرارة التفاعلات النووية العالية.

اقرأ أيضاً [عدل]

- زركونات

المراجع [عدل]

1. ^ "Zirconium: zirconium(I) fluoride compound data". OpenMOPAC.net. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Pritychenko, Boris. "Adopted Double Beta Decay Data". National Nuclear Data Center. اطلع عليه بتاريخ 11 فبراير 2008.
4. ^ "هيئة الإذاعة البريطانية". مؤرشف من الأصل في 17 فبراير 2020.
5. ↑ أ ب فيصل أُخَي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. صفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 13 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
6. ^ ابن منظور، لسان العرب، مادة (زرجن).
7. ^ ترجمة كلمة زر الفارسية على موقع المعجم الفارسي الإنكليزي الشامل. (تاريخ الاطلاع: 5 نوفمبر 2017) نسخة محفوظة 10 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
8. ^ ترجمة كلمة زر گون الفارسية على موقع المعجم الفارسي الإنكليزي الشامل. (تاريخ الاطلاع: 5 نوفمبر 2017) نسخة محفوظة 26 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
9. ^ قالب:Acros.
10. ^ etymonline.com نسخة محفوظة 02 يوليو 2016 على موقع واي باك مشين.

ع · ن · ت	الجدول الدوري	<

معرفات كيميائية	ZVG number: 7400, 520040 · HMDB ID: HMDB0001475 · RTECS number: ZH7070000 · ECHA: 100.028.342 · CAS Number: 7440-67-7 · EC no.: 231-176-9 · ChemSpider ID: 22431 · IEDB Epitope ID: 114077 · DSSTOX substance identifier: DTXSID0049818 · PubChem CID: 23995 · ChEBI ID: 33342 · NIOSH Pocket Guide ID: 0677 · UNII: C6V6S92N3C

ع · ن · ت	مركبات الزركونيوم	<

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء

ضبط استنادي	BNF: cb119820825 (data) · GND: 4190943-4 · LCCN: sh85149899 · NDL: 00574852

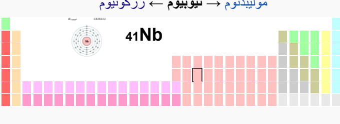
زركونيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

تصنيفات: زركونيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

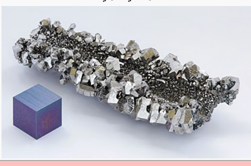
نيوبيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

موليبدنوم ← **نيوبيوم** ← زركونيوم



المظهر	
رمادي فلزي	



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيوبيوم، 41، Nb
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	5، 5، d
الكتلة الذرية	92.90638 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^4$ $5s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 12, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.57 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2750 ك، 2477 °س، 4491 °ف
نقطة الغليان	5017 ك، 4744 °س، 8571 °ف
حرارة الانصهار	30 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	689.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.60 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2942	3207	3524	3910	4393	5013

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**, 4, 3, 2, -1 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.6 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 652.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1380 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2416 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	146 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	164±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	152 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	53.7 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	7.3 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3480 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	105 غيغاباسكال
معامل القص	38 غيغاباسكال
معامل الحجم	170 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.40
صلادة موس	6.0
صلادة فيكرز	1320 ميغاباسكال
صلادة برينل	736 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-03-1

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر النيوبيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{91}Nb	مصطنع	6.8×10^{2} سنة	ε	-	^{91}Zr
^{91m}Nb	مصطنع	60.86 يوم	ا.ت	0.104 ت.د	^{91}Nb
^{92}Nb	مصطنع	10.15 يوم	ε	-	^{92}Zr
			γ	0.934	-
^{92}Nb	مصطنع	3.47×10^{7} سنة	ε	-	^{92}Zr
			γ	0.561، 0.934	-
^{93}Nb	100%	^{93}Nb هو نظير مستقر وله 52 نيوترون			
^{93m}Nb	مصطنع	16.13 سنة	ا.ت	0.031 ت.د	^{93}Nb
^{94}Nb	مصطنع	2.03×10^{4} سنة	$β^-$	0.471	^{94}Mo
			γ	0.702، 0.871	-
^{95}Nb	مصطنع	34.991 يوم	$β^-$	0.159	^{95}Mo
			γ	0.765	-
^{95m}Nb	مصطنع	3.61 يوم	ا.ت	0.235	^{95}Nb

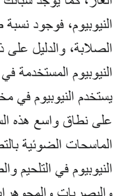
ع · ن · ت

النيوبيوم (أو **الجَذُفَن**،[1] رمزه الكيميائي العربي **جذ**،[1] من جَذَفَ الإنسانُ في مَشْيِهِ جَذْفاً وتَجَذَّفَ: أسرع،[2] ذلك أنه مستخدم في صناعة النواقل الفائقة) عنصر كيميائي له الرمز **Nb** والعدد الذري 41 في الجدول الدوري. له اسم آخر قديم وهو كولومبيوم والذي يستعمل إلى حد ما في أمريكا الشمالية. النيوبيوم فلز طري ونادر، ذو لون رمادي.

محتويات [أخف]

تاريخيا [عدل]

تشارلز هاتشت، مكتشف ال كولمبيوم.



Picture of a Hellenistic sculpture representing *Niobe* by Giorgio Sommer

النيوبيوم أو كولومبيوم هو عنصر كيميائي رقمه الذري 41 وجدت النيوبيوم في المعادن، والعنصر الرئيسي للنيوبيوم الكولومبيت، أصل الاسم مشتق من الأساطير اليونانية معناها بنت الملك تانتالوس. الخصائص الفيزيائية والكيميائية لنيوبيوم مشابهة لعنصر التنتالوم فمن الصعب التمييز بينهما، وذكر الكيميائي الإنجليزي تشارلز هاتشت عنصرا جديدا على غرار التنتالوم 1801,وأطلق عليه اسم كولومبيوم في 1809،كما استنتج هذا الأخير والكيميائي الإنجليزي وليام هايد ولاستون بان التنتالوم والكلومبيوم متطابقان، كما حدد الكيميائي الألماني هاينريش روز ,1864و1865سلسلة من الاكتشافات العلمية اوضح ان النيوبيوم والكولومبيم كانت نفس العنصر (التي تتميز عن التنتالوم)،اعتمد رسميا اسم عنصر النيوبيوم في عام 1949. لم يكن حتى أوائل القرن ال20 الذي استخدم لأول مرة النيوبيوم تجاريا فالبرازيل هي أكبر منتج للنيوبيوم والفورونيوبيوم (وهي سبيكة من النيوبيوم والحديد)،ويستخدم في سبائك النيوبيوم أكبر جزء من الفولاذ الخاص مثل تلك المستخدمة في خطوط أنابيب الغاز، كما يوجد سبائك تحتوي فقط على 0.1%كحد أقصى من النيوبيوم، فوجود نسبة صغيرة من النيوبيوم يحسن قوة الصلابة، والدليل على ذلك هو استقرار درجة حرارة سبائك النيوبيوم المستخدمة في محركات الطائرات النفاثة والصواريخ، يستخدم النيوبيوم في مختلف المواد فائقة التوصيل، وتستخدم على نطاق واسع هذه السبائك في المغانطيس فائق التوصيل من الماسحات الضوئية بالتصوير بالرنين المغناطيسي كما يستخدم النيوبيوم في التلحيم والصناعات النووية والإلكترونيات والبصريات والمجوهرات. تم اكتشاف النيوبيوم من قبل الصيدلي تشارلز هاتشت الإنجليزي 1801.[3] وقال انه وجدا عنصرا جديدا في العينة المعدنية التي كانت قد أرسلت إلى انكلترا من ولاية ماساشوسيتش، الولايات المتحدة في 1734 من قبل جون وينثروب، [4] وأطلق عليها اسم كولومبيت المعدنية وكولومبيم عنصر جديد على كولومبيا، اسم بلد أمريكا وكان اكتشف Hatchettكولومبيم مزيج من العنصر الجديد مع التنتالوم. وبعد ذلك كان هناك ارتباك كبير [5] حول الفرق بين كولومبيو (النيوبيوم)والتنتالوم، في 1809 قام الكيمائي الأنجليزي وليام هايد ولاستون بمقارنة أكاسيد كولومبيت-كولومبيم فوجد الفرق في الكثافة متطابقا، وبالتالي احتفظ باسم التنتالوم[5] وهذا الاستنتاج كان متنازع عليه في 1846 من قبل روز الكميائي الألماني هاينريش، الذي جادل بان هناك اثنين من العناصر المختلفة في العينة وهي النيوبيوم (من نيوب) وبولوبيوم، فالعناصر الجديدة تانتالوس (ميثولوجيا)وpelopiumوبيلوبس كانت في الواقع مطابقة لنيوبيوم أو خليط من النيوبيوم والتنتالوم. وقد ظهر بشكل لا لبس فيه الخلاف بين التنتالوم والنيوبيوم في 1864 من قبل المسيحيين ويلهام بلومستراند، وهنري اتيان سانت كلير ديفيل، فضلا عن لويس تروست ياء، الذي حدد صيغ لبعض المركبات عام 1865[6][7]، وأخيرا من قبل الصيدلي السويسري جان تشارلز دي عام 1866الذي أثبت أن كل ذلك لم يكن سوى اثنين من العناصر، تابع مقالات عن ilmenium التي ظهرت 1871.[8] كان أول من اعد هذا المعدن عام1864, هو العالم كان دي عندما قام بتسخين كلوريد النيوبيوم في جو من الهيدروجين، وأستخدم النيوبيوم على نطاق واسع عام 1866ولكن حتى أوائل القرن ال20 تم استخدامه تجاريا في خيوط مصباح وهاج، هذا الاستخدام وسرعان ما أصبح بالي من خلال استبدال النيوبيوم بالتنجستين التي لديها أعلى نقطة ذوبان، وبالتالي من الأفضل استخدامها في المصابيح المتوهجة، فاكتشاف النيوبيوم بانه يحسن قوة الصلابة تم في1920وهذا الاستخدام ما زال سائدا، فالعمال في مختبرات بيل اكتشفت ان النيوبيوم والقصدير لايزال يحمل الموصلية الفائقة في عملية التيارات الكهربائية القوية والمجالات المغناطيسية، وهذا يجعلها من المواد الأولى لدعم التيارات العالية واللازمة لحقول مغناطيسية عالية التخصص وكذلك للآلات التي تعمل بالطاقة الكهربائية، من شان هذا الاكتشاف يسمح - بعد عقدين من الزمن – إنتاج كابلات كهربائية قوية لآلات الدوارة، مسرعات الجسيمات، أو للكشف عن الجسيمات

تسمية العنصر [عدل]

وكان كولومبيوم(رمز البنك التجاري [9]) الاسم الذي يطلق في الأصل لهذا العنصر من hAtchett، وهذا الاسم لا زال قيد الاستخدام في المجلات الرقمية (الورقة الأخيرة الذي نشرتها الجمعية الأمريكية باسم كولومبيوم في تاريخ 1953) [10], في حين وقد استخدم النيوبيوم في أوروبا فلإنهاء هذا الاختلاط كان اختيار اسم عنصر النيوبيوم 41في المؤتمر15لاتحاد الكيمياء في أمستردام عام 1949.,[11] وبعد 100 سنة من الجدل اعتمد هذا ا لاسم رسميا من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء التطبيقية (IUPAC)، فعلى الرغم من الأسبقية الزمنية للكولومبيوم..[12] فاسم هذا الأخير لا زال يستخدم في بعض الأحيان في الصناعة في الولايات المتحدة وهذا كان حلا وسطا، تقبله التنغستن بدلا من ولفرام وذلك احتراما لاستخدامه من طرف أمريكا الشمالية، وعلى الرغم من العديد من الجمعيات الرائدة الكيميائية والمنظمات الحكومية والعديد من كبار علماء المعادن ومجتمعات المعادن والمسح الجيولوجي بالولايات المتحدة لا تزال تشير إلى هذا المعدن هو أصل لاسم النيوبيوم [13][14] .

الخصائص [عدل]

الفيزيائية [عدل]

عدد ذري	عنصر كيميائي	No. of electrons/shell
23	فاناديوم	2, 8, 11, 2
41	niobium	2, 8, 18, 12, 1
73	تانتالوم	2, 8, 18, 32, 11, 2
105	دوبنيوم	2, 8, 18, 32, 32, 11, 2

النيوبيوم هو لامع، رمادي فهو موجود في المجموعة 5 من الجدول الدوري (انظر الجدول)انظر الجدول, على الرغم من فقده للإلكترونات يكون قليلا مقارنة مع باقي الأعضاء (ويمكن ملاحظة هذا في منطقة النيوبيوم 41,الروتنيوم44 ,الروديوم45, والبلاديوم46). النيوبيوم يصبح موصل جيد للكهرباء في درجة حرارة منخفضة، وأنه يحتوي على أعلى درجة للحرارة الحرجة من الموصلات الفائقة التوصيل 9.2 درجة حرارة مطلقة بلإضافة إلى ذلك هو واحد من ثلاث العناصر فائقة التوصيل من النوع الثاني وهما الفانديوم وتكنيتيوم، فخصائص التوصيل الفائقة تعتمد على نقاء معدن النيوبيوم.[15] ,كما أنه قابل لسحب، وتقل نسبة هذه العملية بازدياد نسبة الشوائب هذا المعدن له التقاط منخفض للمقطع العرضي للانيوترونات الحرارية[16] وبالتالي فهو يستخدم في الصناعات النووية.[17]

الكيميائية [عدل]

المعدن يأخذ لون أزرق عند تعرضه للهواء في درجة حرارة الغرفة لفترات طويلة.[18] كما لديه نقطة انصهار عالية (2468درجة مئوية) كما له كثافة منخفضة مقارنة بالمعادن الحرارية الأخرى، علاوة على ذلك له مقاومة عالية ضد التآكل وأشكال طبقات عازلة.فالخصائص الكيميائية لنيوبيوم هي مشابهة جدا لتلك التي لتنتالوم، والذي يظهر مباشرة أسفل النيوبيوم في الجدول الدوري..[7] على الرغم من مقاومته لتآكل ليست معلقة على هذا النحو من التنتالوم وكذلك انخفاض الأسعار وكمية طلبا توفره جعل النيوبيوم أقل مطالبة لاستخدام مثل بطانات المصانع الكيماوية النيوبيوم.

النظائر المشعة [عدل]

النيوبيوم طبيعيا يتألف من نظير واحد ثابت <^{93}Nb[19]. اعتبار من 2003، وجد مالا يقل عن 32نظير مشع تتراوح في الكتلة الذرية ما بين 81 حتى 113.فلأكثر استقرارا من هذه النظائر هو ^{92}Nb وله عمر نصف سنة.أما الأقل استقرارا هو ^{113}Nb مع نصف عمر يقدر ب30ملي ثانية، النظائر التي هي أخف من ^{93}Nb مستقرة تميل للاضمحلال بواسطة $β^+$ أما النظائر الأثقل فهي تضمحل بواسطة $β^-$, مع بعض الاستثناءات ^{81}Nb, ^{82}Nb, ^{84}Nb, ^{91}Nb عند اضمحلاله يعطي البوزيترون ,[19] قد وصف مالا يقل عن 25ايزومرات نووية، وتتراوح في الكتلة الذرية من 84 حتى 104.مثل ^{103}Nb ^{101}Nb ،^{96}Nb, فلأكثر استقرارا من الأيزومرات النيوبيوم هو ^{93m}Nb وله نصف عمر 16.13 سنة، أقل ايزومير مستقر هو ^{84}Nb وله نصف عمر 103نانوثانية.

التواجد [عدل]

يقدر النيوبيوم ب 33في قائمة العناصر الأكثر شيوعا في قشرة الأرض مع 20جزءا بالمليون]].[20] وفرته على الأرض يجب أن تكون أكبر بكثير، ولكن قد يكون موجود النيوبيوم في لب الأرض بسبب كثافته العالية. [21] لم يتم العثور على Nb حرا في الطبيعة، وهذا لا يحدث للمعادن، المعادن التي تحتوي على النيوبيوم غالبا ما تحتوي أيضا على التنتالوم، مثل كولومبيت($(Fe,Mn)(Nb,Ta)_2O_6$)وهي الأكثر عثورا عليها وتدخل في تركيب الصخور القلوية، أم الأقل شيوعا هي نيوبات تتكون من الكالسيوم والبورانيوم والثوريوم. كماعثر على اثنين من أكبر ودائع بغروشلور في عام 1850م في البرازيل، كندا، وكل من البلدين لا تزال تنتج أكبر كمية لمعدن النيوبيوم فأكبر مستودع هو carbonatite في Araxa، ميناس جيريس البرازيل، تعود ملكيتها ل CBMM ()، كما يوجد في ودائع أخرى في catalao التي يملكها المجلس التشريعي انجلو أمريكان من خلال شركتها التابعة ل كتلامينوغاسو، وهذين المركزين ينتجان حوالي 70٪من إمدادات العالم، فثالث أكبر منتج للنيوبيوم هو carbonatite التي تستضيفها Niobecو كيبيك التي تملكها شركة Iamgoldالتي تنتج 7٪ من إمدادات العام.[22]

كما توجد موارد ذير مستغلة في نيجيريا، جمهورية كونغو الديمقراطية وتنزانيا وملاوي وأستراليا وأفغنستان وروسيا وكولومبيا.

الإنتاج [عدل]

إنتاج النيوبيوم في 2007 بعد فصله عن المعادن الأخرى، يتم الحصول على خليط من اكاسيد التنتالوم فأول خطوة للمعالجة هو تفعيل هذه الأكاسيد مع حمض الهيدروفلوريك[23]

$$Ta_2O_5 + 14HF \rightarrow 2H_2[TaF_7] + 5H_2O$$
$$Nb_2O_5 + 10HF \rightarrow 2H_2[NbOF_5] + 3H_2O$$

الفصل الأول هو مجال صناعي، استغل فيها ذوبان معقد النيوبيوم والتنتالوم في الماء،[23] يستخرج معقد النيوبيم والتنتالوم والفلوريدات بمعزل عن المذيبات العضوية مع الماء واما عن طريق إضافة فلوريد البوتاسيوم، أو مع الأمونيا:[24]

$$H_2[NbOF_5] + 2KF \rightarrow K_2[NbOF_5]\downarrow + 2HF$$

تليها

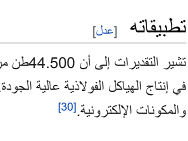
$$2H_2[NbOF_5] + 10NH_4OH \rightarrow Nb_2O_5\downarrow + 10NH_4F + 7H_2O$$

وتستخدم اساليب عدة للحد من معدن النيوبيوم، فالتحليل الكهربائي لخليط من $K_2[NbOF_5]$ وكلوريد الصوديوم هونفسه، وبهذه الطريقة يمكن الحصول على نسبة نقاء عالية من النيوبيوم في إنتاجه على نطاق واسع والحد من Nb2O5 مع الهيدروجين والكربون ويستخدم في عملية تنطوي على رد فعل خليط من أكسيد الحديد وأكسيد النيوبيوم حيث يتفاعل مع الألمنيوم : $3Nb_2O_5 + Fe_2O_3 + 12Al \rightarrow 6Nb + 2Fe + 6Al_2O_3$ لتعزيز التفاعل، يتم إضافة كميات صغيرة من المؤكسدات مثل نترات الصوديوم، والنتيجة هي أكسيد الألمنيوم ووفرونيوبيوم، وهي سبيكة من الحديد والنيوبيوم المستخدمة في إنتاج الصلب.وفرونيوبيوم يحتوي على 60%و70% من النيوبيوم.[22] دون إضافة من أوكسيد الحديد، وتستخدم عملية اليمنوتورميك لإنتاج النيوبيوم، وعلاوة على ذلك فتنقية السبائك لإنتاج سبائك نقية فائقة التوصيل نقوم تعريض هذه السبائك غير النقية إلى شعاع إلكترون تحت الفراغ فهذه الطريقة هي المستخدمة من قبل الموزعين الرئيسين من النيوبيوم [25][26] تقديرات الولايات المتحدة لمسح الجيولوجي بينت زيادة النيوبيوم من 38700 طن في عام 2005إلى 44500 طن في عام 2006. [38][39] وتقدر الموارد في جميع أنحاء العالم ب 4400000 طن، [27] وخلال فترة عشر سنوات بين عامي 1995و 2005إنتاج أكثر من الضعف، بدءا من 17800طن في عام 1995..[28]

المركبات [عدل]

انظر أيضا تصنيف :مركبات النيوبيوم النيوبيوم هي من نواحي عديدة مماثلة مع زيركونيوم وتنتانيوم، حيث يتفاعل مع معظم اللافلزات في درجات حرارة عالية : النيوبيوم يتفاعل مع فليورين بغرفة بها دراجة حرارة، ومع كلورين وhydrogen عند درجة حرارة 200°م، ومع nitrogen عند 400 °م، وإعطاء منتجات مهمة.[21] ويتم أكسدة المعادن في الهواء عند 200°م، ويتعرض لتاكل عند تعرضه للانصهار والأحماض، ===أكاسيد وكبريتيد=== للنيوبيوم اشكال أكسيد مع، +5 (Nb_2O_5), +(NbO_2) 4, فهو الأكثر شيوعا وخامس أكسيد، تمهيدا لمركبات سبائك النيوبيوم. يتولد خامس اكسيد هيدروكسيدفي ذوبان المعادن القلوية.ومن الأمثلة على ذلك (LiNbO3) له بنية مشوهة تشبه (LaNbO4). في حين نيوبات الليثيوم يحتوي على شوارد NbO_4^{3-}.[24] وكما هو معروف بطبقات كبريتيد النيوبيوم [21]

الهليدات [عدل]



Ball-and-stick model of niobium pentachloride, which exists as a ثنائي الوحدات

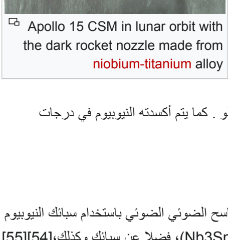
A sample of niobium pentachloride (yellow portion) that has partially hydrolyzed (white material).

لدينا عينة من خماسي كلوريد النيوبيوم (الجزء الأصفر) التي تحلل جزئيا المادة البيضاء فالكرة والعصا هو نموضج للخماسي بونتاكلوريد النيوبيوم والذي هو يعمل به dimerالنيوبيوم ذات شكل هليدات المنطقة +5و+4 وكذلك المركبات المتنوعة . و(NbX5) الملاحظة بالمراكز ثمانية السطوح. (NbF5) هو صلب أبيض ذات درجة انصهار 79.0°م و(NbCl5) أصفر.(انظر الصورة في اليسار) مع نقطة ذوبان 203.4°م. مثل NbOCl3 وو البونتاكلوريدهو كاشف يستخدم لتوليد organometallic.مثل ($(C_5H_5)_2NbCl_2$) و(NbX4) والبيروميات داكنة اللون مع -Nb.على سبيل المثال(NbF4) black و كماهو معروف مركبات هاليد انيوني هي من النيوبيوم ويرجع ذلك جزئيا إلى Lewis acidity. فلأهم هو $[NbF_7]^{2-}$ الذي هو وسيط في فصل Nbو Ta من الخامات. وهذا بسهولة أكبر مما تفعل مجمعات هاليد التنتالوم

نيتريدات والكربيدات [عدل]

مركبات من النيوبيوم (NbN).والذي يصبح في درجات الحرارة المنخفضة ويستخدم في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء.[29] واستخدامها تجاريا في أدوات القطع.

تطبيقاته [عدل]



A niobium foil

تشير التقديرات إلى أن 44.500طن من النيوبيوم الملغومة في 2006 تستخدم منها 90% في إنتاج الهياكل الفولاذية عالية الجودة.كما يستخدم في سبائك النيوبيوم في الموصلات الفائقة والمكونات الإلكترونية.[30]

إنتاج الصلب [عدل]

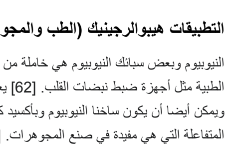
النيوبيوم عنصر فعال في التصليب. النيوبيوم إضافة إلى التصليب يؤدي تشكيله كذلك إلى هيكال صلبة.[13] هذه المركبات تحسن زيادة المتانة والقوة. والفولاذ المقاوم للصدأ يكون لها مضمون النيوبيوم أقل من 0,1 ٪.ولهو إضافة هامة في تقوية سبائك الفولاذ التي تستخدم في هياكل السيارات الحديثة.كماتستخدم غالبا في بناء خط الأنابيب.

السبائك الفائقة [عدل]

Apollo 15 CSM in lunar orbit with the dark rocket nozzle made from niobium-titanium alloy

أبولو 15 CSMهو صاروخ فضائي له فوهة سبائك النيوبيوم المصنوعة من التنتالوم ، وتستخدم كميات لا يستهان بها من العناصر، سواء في شكله النقي أو في شكل ferroniobium عالية النقاء و nickelو niobium.وcobalt-, iron-based superalloys ،ومن تطبيقات هذه غاز التربيني، والصواريخ التجميع الثانوي، ومقاومة للحرارة ومعدات الاحتراق. من سبائك النيوبيوم سبيكة superalloy تحتوي على ما يصل إلى 6,5 ٪ من النيوبيوم.[31] ومن الأمثلة على النيكل قائم النيوبيوم المحتوي على superalloyهو، Inconel 718 التي تتألف من ما يقرب من 50% 18.6%، nickel،، chromium، 18.5% iron، 0.9% molybdenum، 3.1% niobium 5%، titanium و 0.4% ، aluminiums وتستخدم فيGemini program. سبيكة تستخدم لفوهات صواريخ ، مثل المحرك الرئيسي من وحدات القمرية ،هو C103، الذي يتكون من 89 ٪ النيوبيوم، 10%و1% التيتانيوم استخدمت سبائك النيوبيوم آخر لفوهة من وحدة الخدمة أبولو . كما يتم أكسدته النيوبيوم في درجات الحرارة فوق 400 درجة مئوية، كما استخدم للطلاء لواقية السبيكة من أن تصبح هشة.

المغناطيس فائق التوصيل [عدل]



A 3 تسلا (وحدة) clinical تصوير بالرنين المغناطيسي scanner using niobium- superconducting alloy

A 3 teslaالتصوير بالرانين المغناطيسي الماسح الضوئي الضوئي باستخدام سبائك النيوبيوم - فائقة التوصيل، كما يستخدم (Nb3Ge)، (Nb3Sn)، فضلا عن سبائك وكذلك،[54][55] وتستخدم هذه المغناطيس فائق التوصيل و وكذلك في مسرعات الجسيمات. [56] على سبيل المثال، مصادم لاستخدام 600 طن من خيوط فائقة التوصيل. في حين يقدر ب 600 طن من خيوط Nb3Sn و 250 طن من خيوط [57] . NbTiفي1992استخدم -niobium titanium من الأسلاك للبناء بأكثر من 1US$ أنظمة التصوير بالرنين المغناطيسي. [14]

الموصلية وغيرها [عدل]

وتصنع راديو الموصلية التردد (اللاسلكية) (RF)والتجاويف المستخدمة في TESLA و XFEL من النيوبيوم الصرفة. [58] و حساسية فائقة التوصيل من نيتريد النيوبيوم جعلها مثالية للكشف عن الإشعاع الكهرومغناطيسي في نطاق التردد THz . تم اختبار هذه الكاشفات في تلسكوب هاينريش هيرتز. . ومختبر تلسكوب استقبال. وتستخدم الآن في الصك على متن مركبتي الفضاء المرصد هرشل.. [59]

استخدامات أخرى [عدل]

يستخدم ليثيوم niobate، وهو متعلق بالعازل الكهربائي الشفاف، على نطاق واسع في الهواتف النقالة والمؤثرات بصرية. وتصنيع أجهزة سطح الموجة الصوتية.و انها تنتمي إلى ferroelectrics ذات هيكل ABO3 مثل و. [60] وتم تقييم نيوبيوم بمثابة بديل أرخص لالتنتالوم في المكثفات. [61] ولكن لا تزال المكثفات التنتالوم الغالبة.كما يضاف نيوبيوم للزجاج من أجل تحقيق أعلى معامل الانكسار. وهي خاصية من استخدامها لصناعة النظارات البصرية.

التطبيقات هيبوالرجينيك (الطب والمجوهرات) [عدل]

النيوبيوم وبعض سبائك النيوبيوم هي خاملة من الناحية الفسيولوجية وبالتالي استخدم لهذا السبب، تم العثور على النيوبيوم في العديد من الأجهزة الطبية مثل أجهزة ضبط نبضات القلب. [62] يعامل نيوبيوم مع يشكل طبقة مسامية. [63] جنبا إلى جنب مع التيتانيوم والتنتالوم، والألمنيوم، ويمكن أيضا أن يكون ساخنا النيوبيوم وبأكسيد كهربائيا. مما يؤدى إلى مجموعة واسعة من الألوان باستخدام عملية تعرف باسم أنودة المعادن المتفاعلة التي هي مفيدة في صنع المجوهرات. [64][65] وكون النيوبيوم وهيبوالرجينيك فوائد أيضا يتم استخدامها في المجوهرات. [66]

علم المسكوكات [عدل]

وبعد150 سنة في جبال الألب سكة حديد مصنوعة من النيوبيوم والفضة. يستخدم نيوبيوم كمعدن ثمين في العملات التذكارية، وغالبا مع الفضة أو الذهب. على سبيل المثال، تنتج النمسا سلسلة من الفضة النيوبيوم ابتداء من عام 2003 ؛ يتم إنشاء اللون في هذه القطع النقدية التي تحيد الضوء بواسطة طبقة رقيقة من الأكسيد التي تنتجها بالتحليل الكهربائي.[67]وفي عام 2008، تم توفير ست عملات معدنية متنوعة من الألوان في مركز للعملة : الأزرق والأخضر والبني، والبنفسجي الأرجواني، أو أصفر. اثنين من أكثر الأمثلة على ذلك في2004 تم صنع عملة تذكارية لسكة حديد لجبال الألب بلغت25€ . [68]و في 2006تم صنع عملة الأوروبية لسواحل الملاحة التذكارية تقدر ب 25€. [69] ولاتفيا أنتجت سلسلة من عملات معدنية مماثلة بدءا من عام 2004 ،[70] التالية في 2007. [71]

تطبيقات أخرى [عدل]

أختام مصنوعة على شكل قوس أنبوب من النيوبيوم، أو النيوبيوم مع 1 ٪ من الزركونيوم، وذلك لأن لديه معامل التمدد الحراري مشابه للنيوبيوم الملبد. وهي مادة شفافة تقاوم هجوم كيماوي أو بخار الصوديوم الوارد للحد من السائل الساخن والصوديوم داخل مصباح التشغيل. [72][73] [74] كما يستخدم في قضبان معدنية من الفولاذ المقاوم للصدأ. [75]

الاحتياطات [عدل]

النيوبيوم لم يعرف له دور بيولوجي. بينما غبار النيوبيوم هو مصدر إزعاج العين والجلد. النيوبيوم عنصر خامل على نطاق أوسع من الناحية الفسيولوجية (وبالتالي هيبوالرجينيك) وهي غير ضارة. وهي كثيرا ما تستخدم في صناعة المجوهرات، وجرى اختباره للاستخدام في بعض الزرع الطبي. [76][77] النيوبيوم المحتوي على مركبات نادرا ما واجهت من قبل معظم الناس، ولكن بعضها سامة ويجب أن تعامل بعناية.

مراجع [عدل]

1. ↑ أ ب فيصل أُخَي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. صفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 13 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
2. ^ ابن منظور، لسان العرب، مادة (جذف).
3. ^ Hatchett, Charles (1802). "Eigenschaften und chemisches Verhalten des von Charlesw Hatchett entdeckten neuen Metalls, Columbium". Annalen der Physik (باللغة الألمانية). 11 (5): 120–122. doi:10.1002/andp.18020110507.
4. ^ Griffith, William P. (2003). "Charles Hatchett FRS (1765-1847), Chemist and Discoverer of Niobium". Notes and Records of the Royal Society of London. 57 (3): 299. doi:10.1098/rsnr.2003.0216. مؤرشف من الأصل في 03 يونيو 2019.
5. ↑ أ ب Wollaston, William Hyde (1809). "On the Identity of Columbium and Tantalum". Philosophical Transactions of the Royal Society of London. 99: 246–252. doi:10.1098/rstl.1809.0017. مؤرشف من الأصل في 11 يونيو 2019.
6. ^ Marignac, Blomstrand, H. Deville, L. Troost und R. Hermann (1866). "Tantalsäure, Niobsäure, (Ilmensäure) und Titansäure". Fresenius' Journal of Analytical Chemistry. 5 (1): 384–389. doi:10.1007/BF01302537.
7. ↑ أ ب Gupta, C. K. (1994). Extractive Metallurgy of Niobium. CRC Press. صفحات 1–16. ISBN 0-8493-6071-4.
8. ^ Hermann, R. (1871). "Fortgesetzte Untersuchungen über die Verbindungen von Ilmenium und Niobium, sowie über die Zusammensetzung der Niobmineralien (Further research about the compounds of ilmenium and niobium, as well as the composition of niobium minerals)". Journal für Praktische Chemie (باللغة الألمانية). 3 (1): 373–427. doi:10.1002/prac.18710030137.
9. ^ Kòrösy, F. (1939). "Reaction of Tantalum, Columbium and Vanadium with Iodine". Journal of the American Chemical Society. 61 (4): 838–843. doi:10.1021/ja01873a018.
10. ^ Ikenberry, Luther (1953). "Photometric Determination of Columbium, Tungsten, and Tantalum in Stainless Steels". Analytical Chemistry. 25 (9): 1340–1344. doi:10.1021/ac60081a011.
11. ^ Rayner-Canham, Geoff (2008). "Naming elements after scientists: an account of a controversy". Foundations of Chemistry. 10 (1): 13–18. doi:10.1007/s10698-007-9042-1.
12. ^ Clarke, F. W. (1914). "Columbium Versus Niobium". Science. 39 (995): 139–140. doi:10.1126/science.39.995.139. PMID 17780662. مؤرشف من الأصل في 28 أبريل 2019.
13. ↑ أ ب Patel, Zh.; Khul'ka K. (2001). "Niobium for Steelmaking". Metallurgist. 45 (11–12): 477–480. doi:10.1023/A:1014897029026.
14. ^ Norman N., Greenwood (2003). "Vanadium to dubnium: from confusion through clarity to complexity". Catalysis Today. 78 (1–4): 5–11. doi:10.1016/S0920-5861(02)00318-8.
15. ^ Salles Moura, Hernane R. (2007). "Melting And Purification Of Niobium". AIP Conference Proceedings. American Institute of Physics (927(Single Crystal - Large Grain Niobium Technology)): 165–178. ISSN 0094-243X. مؤرشف من الأصل في 3 يونيو 2016.
16. ^ Jahnke, L.P. (1960). "Columbium Alloys Today". Metal Progr. 77 (6): 69–74. مؤرشف من الأصل في 20 يونيو 2013.
17. ^ Nikulina, A. V. (2003). "Zirconium-Niobium Alloys for Core Elements of Pressurized Water Reactors". Metal Science and Heat Treatment. 45 (7–8): 287–292. doi:10.1023/A:1027388503837.
18. ^ Lide, David R. (2004). "The Elements". CRC Handbook of Chemistry and Physics (الطبعة 85). CRC Press. صفحات 4–21. ISBN 978-0-8493-0485-9.
19. ↑ أ ب Georges, Audi (2003). "The NUBASE Evaluation of Nuclear and Decay Properties". Nuclear Physics A. Atomic Mass Data Center. 729: 3–128. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001.
20. ^ Emsley, John (2001). "Niobium". Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements. Oxford, England, UK: Oxford University Press. صفحات 283–286. ISBN 0-19-850340-7.
21. ↑ أ ب ت Nowak, Izabela; Ziolek, Maria (1999). "Niobium Compounds: Preparation, Characterization, and Application in Heterogeneous Catalysis". Chemical Reviews. 99 (12): 3603–3624. doi:10.1021/cr9800208. PMID 11849031.
22. ↑ أ ب Kouptsidis, J. "Niob für TESLA" (PDF) (باللغة الألمانية). Deutsches Elektronen-Synchrotron DESY. مؤرشف من الأصل (PDF) في 05 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 02 سبتمبر 2008.
23. ↑ أ ب Soisson, Donald J.; McLafferty, J. J.; Pierret, James A. (1961). "Staff-Industry Collaborative Report: Tantalum and Niobium". Industrial and Engineering Chemistry. 53 (11): 861–868. doi:10.1021/ie50623a016.
24. ↑ أ ب Holleman, Arnold F.; Wiberg, Egon; Wiberg, Nils (1985). "Niob". Lehrbuch der Anorganischen Chemie (باللغة الألمانية) (الطبعة 91–100). Walter de Gruyter. صفحات 1075–1079. ISBN 3-11-007511-3.
25. ^ Agulyansky, Anatoly (2004). The Chemistry of Tantalum and Niobium Fluoride Compounds. Elsevier. صفحات 1–11. ISBN 978-0-444-51604-6.
26. ^ Choudhury, Alok (1992). "Electron Beam Melting and Refining of Metals and Alloys". The Iron and Steel Institute of Japan International. 32 (5): 673–681. doi:10.2355/isijinternational.32.673.
27. ^ Papp, John F. "Niobium (Columbium)" (PDF). USGS 2007 Commodity Summary. مؤرشف من الأصل (PDF) في 05 أغسطس 2017. اطلع عليه بتاريخ 20 نوفمبر 2008.
28. ^ Papp, John F. "Niobium (Columbium)" (PDF). USGS 1997 Commodity Summary. مؤرشف من الأصل (PDF) في 11 يناير 2019. اطلع عليه بتاريخ 20 نوفمبر 2008.
29. ^ Verevkin, A. (2004). "Ultrafast superconducting single-photon detectors for near-infrared-wavelength quantum communications". Journal of Modern Optics. 51 (12): 1447–1458. doi:10.1080/09500340410001670866.
30. ^ Papp, John F. "Niobium (Columbium) and Tantalum" (PDF). USGS 2006 Minerals Yearbook. مؤرشف من الأصل (PDF) في 22 نوفمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ 03 سبتمبر 2008.
31. ^ Heisterkamp, Friedrich; Carneiro, Tadeu (2001). Minerals, Metals and Materials Society, Metals and Materials Society Minerals (المحررون). "Niobium: Future Possibilities – Technology and the Market Place" (PDF). Niobium Science & Technology: Proceedings of the International Symposium Niobium 2001 (Orlando, Florida, USA). Niobium 2001 Ltd, 2002. ISBN 978-0-9712068-0-9. مؤرشف من الأصل (PDF) في 17 ديسمبر 2008.

في كومنز صور وملفات عن: نيوبيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري

ضبط استنادي	BNE: XX543817 · BNF: cb12257830n (data) · GND: 4042362-1 · LCCN: sh85091993 · NDL: 00568530
معرفات كيميائية	*ZVG number*: 7410 · *HMDB ID*: HMDB0061921 · *ECHA*: 100.028.284 · *PubChem CID*: 23936 · *CAS Number*: 7440-03-1 · *ChEBI ID*: 33344 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4052479 · *ChemSpider ID*: 22378 · *EC no.*: 231-113-5 · *UNII*: 05175J654G

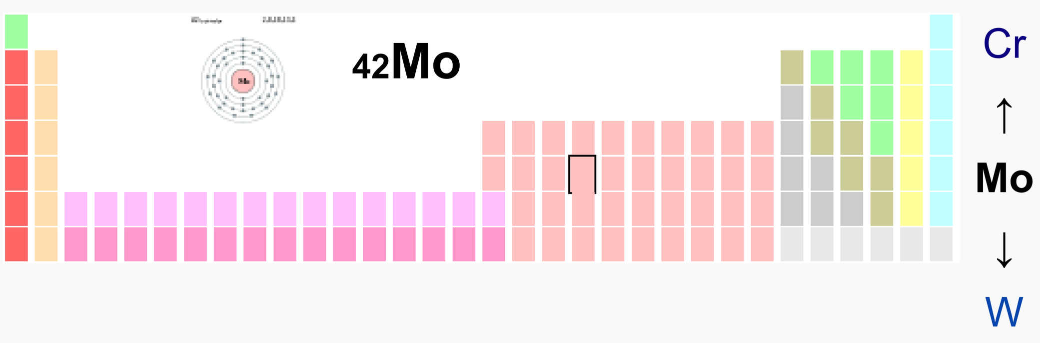
موليبدنوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الموليبدنوم (أو **اليَخْشَن**،[3] رمزه ي،[3] من خَشُنَ ومن الخُشُونَة وهي ضد اللين، ذلك أنه فلزّ صلب يستخدم في صناعة الصُّلْب لإضفاء صلابة للحديد) عنصر كيميائي في الجدول الدوري. رمزه هو **Mo** وعدده الذري 42.

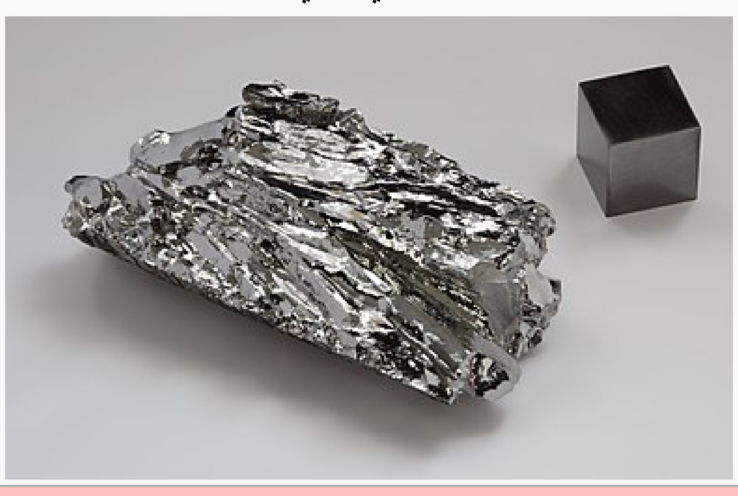
الموليبدنوم عنصر كيميائي وفلز صلب أبيض فضي رمزه الكيميائي Mo. ودرجة انصهاره العالية التي تصل إلى 2,617°م تجعله واحدًا من أقوى وأكثر الفلزات المقاومة للصهر استخدامًا. وعند سبكه (مزجه) مع الفولاذ، يعطي الموليبدنوم الفلز قوة وصلابة، خصوصًا عند درجات الحرارة المرتفعة، كما أنه يزيد أيضًا المقاومة الحرارية والكيميائية لفلزات معينة ذات أساس نيكلي عندما يخلط معها. يستخدم الموليبدنوم في صناعة أجزاء الطائرات والصواريخ، كما أنه عنصر مهم في التغذية النباتية. ولمركبات الموليبدنوم استخدامات صناعية كثيرة، خصوصًا مادة مساعدة (حفّازة) في تكرير النفط، بالإضافة إلى استخدام كبريتيد الموليبدنوم للتشحيم مخففًا للاحتكاك عند درجة حرارة عالية تحت ظروف تتحلل فيها أغلب الزيوت. ويستخدم أكسيد الموليبدنوم في صناعة الفولاذ الذي لا يصدأ لصنع عُدد الورش. يوجد الموليبدنوم في معدن الموليبدنيت وبعض المعادن الأخرى. اكتشف هذا العنصر الكيميائي السويدي كارل ولهلم عام 1778م. والعدد الذري للموليبدنوم 42 ووزنه الذري 95,94 ودرجة غليانه 4,612°م.

تكنيشيوم → **موليبدنوم** ← نيوبيوم



المظهر

رمادي فلزي



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	موليبدنوم، 42، Mo
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	6، 5، d
الكتلة الذرية	95.96 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^1$ $4d^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 13, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	10.28 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	9.33 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2896 ك، 2623 °س، 4753 °ف
نقطة الغليان	4912 ك، 4639 °س، 8382 °ف
حرارة الانصهار	37.48 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	598 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.06 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2742	2994	3312	3707	4212	4879

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, 5, **4**, 3, 2, 1[1], -1, -2 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	2.16 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 684.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1560 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2618 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	139 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	154±5 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	53.4 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	138 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	4.8 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل يونغ	329 غيغاباسكال
معامل القص	126 غيغاباسكال
معامل الحجم	230 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.31
صلادة موس	5.5
صلادة فيكرز	1530 ميغاباسكال
صلادة برينل	1500 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-98-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الموليبدنوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{92}Mo	14.84%	^{92}Mo هو نظير مستقر وله 50 نيوترون			
^{93}Mo	مصطنع	4×10^3 سنة	ε	-	^{93}Nb
^{94}Mo	9.25%	^{94}Mo هو نظير مستقر وله 52 نيوترون			
^{95}Mo	15.92%	^{95}Mo هو نظير مستقر وله 53 نيوترون			
^{96}Mo	16.68%	^{96}Mo هو نظير مستقر وله 54 نيوترون			
^{97}Mo	9.55%	^{97}Mo هو نظير مستقر وله 55 نيوترون			
^{98}Mo	24.13%	^{98}Mo هو نظير مستقر وله 56 نيوترون			
^{99}Mo	مصطنع	65.94 ساعة	$β^-$	0.436، 1.214	^{99m}Tc
			γ	0.74، 0.36، 0.14	-
^{100}Mo	9.63%	7.8×10^{18} سنة	$β^-β^-$	3.04	^{100}Ru

ع • ن • ت

في كومنز صور وملفات عن: موليبدنوم

اقرأ أيضاً [عدل]

- فلوريد الموليبدنوم السداسي

المراجع [عدل]

1. ^ "Molybdenum: molybdenum(I) fluoride compound data". OpenMOPAC.net. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ↑ أ ب فيصل أُخَي.[ما هي؟] العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. صفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 29 أبريل 2018 على موقع واي باك مشين.

ع • ن • ت الجدول الدوري <

ع • ن • ت مكملات غذائية <

ضبط استنادي	BNE: XX530045 · BNF: cb12133408t (data) · GND: 4170407-1 · LCCN: sh85086637 · NDL: 00567847
معرفات كيميائية	***HMDB ID***: HMDB0001302 · ***RTECS number***: QA4680000 · ***ECHA***: 100.028.279 · ***NDF-RT ID***: N0000148158 · ***CAS Number***: 7439-98-7 · ***KEGG ID***: C00150 · ***EC no.***: 231-107-2 · ***ChemSpider ID***: 22374 · ***ChEBI ID***: 28685, 49750 · ***PubChem CID***: 23932 · ***ZVG number***: 8330 · ***Gmelin number***: 16205 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID1024207 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0433 · ***UNII***: 81AH48963U

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة علم المواد

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات حرارية | قوالب صحة ورشاقة | معادن غذائية | موليبدينوم

ويكيبيديا الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
Bosanski
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 128
عدل الوصلات

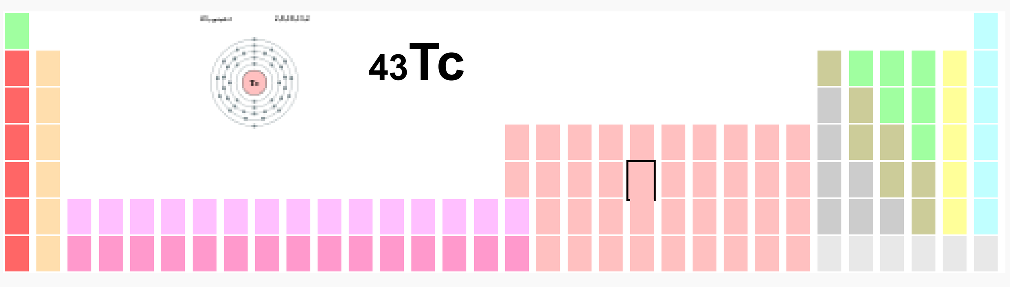
تكنيشيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من تكنيتيوم)

لمعانٍ أخرى، انظر تكنيشيوم (توضيح).

التكنيشيوم (أو **التِّقْن**،[3] رمزه الكيميائي العربي **تق**،[3] من التَّقْنُ وهو الطِّينُ الرقيقُ يُخالطه حَمْأَة يخرج من البئر،[4] ومن أَتْقَنَ الشيءَ: أَحْكَمَه،[4] ذلك أنه عنصر كيميائي يتمّ إنتاجه بصفة صناعية، وهو نادر وجوده في قشرة الأرض) عنصر كيميائي اصطناعي مشعّ، رمزه Tc والعدد الذري 43 في الجدول الدوري للعناصر يتميز بلونه الفضي المائل للرمادي. وهو أخف العناصر التي ليس لها نظير ثابت. يتم استخدام النظائر المشعة في الطب النووي. فهو يستخدم في فحوصات تشخيصية كثيرة. بالإضافة لذلك فهو لديه عمر إشعاعي قصير نوعا ما. يدّعى بأن أكثر التكنيشيوم الموجود على الأرض قد خلقته تفاعلات اليورانيوم .

روثينيوم ← **تكنيشيوم** ← موليبدنوم



Mn
↑
Tc
↓
Re

المظهر	
رمادي فلزي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تكنيشيوم، 43، Tc
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	7، 5، d
الكتلة الذرية	98 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]؛ $4d^5\ 5s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 13, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	11 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2430 ك، 2157 °س، 3915 °ف
نقطة الغليان	4538 ك، 4265 °س، 7709 °ف
حرارة الانصهار	33.29 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	585.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.27 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار قيمة محسوبة

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2727	2998	3324	3726	4234	4894

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**7**, 6, 5, **4**, 3,[1] 2, 1[2], -1, -3 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	1.9 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 702 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1470 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2850 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	136 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	147±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
الناقلية الحرارية	50.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	16,200 متر/ثانية (20 °س)
رقم CAS	7440-26-8

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التكنيشيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{95m}Tc	مصطنع	61 يوم	ε	-	^{95}Mo
			γ	0.204، 0.582، 0.835	-
			ا.ت	0.0389، ت.د	^{95}Tc
^{96}Tc	مصطنع	4.3 يوم	ε	-	^{96}Mo
			γ	0.778، 0.849، 0.812	-
^{97}Tc	مصطنع	2.6×10^6 سنة	ε	-	^{97}Mo
^{97m}Tc	مصطنع	91 يوم	IT	0.965، ت.د	^{97}Tc
^{98}Tc	مصطنع	4.2×10^6 سنة	β^-	0.4	^{98}Ru
			γ	0.745، 0.652	-
^{99}Tc	نادر	2.111×10^5 سنة	β^-	0.294	^{99}Ru
^{99m}Tc	مصطنع	6.01 ساعة	IT	0.142، 0.002	^{99}Tc
			γ	0.140	-

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

تاريخة [عدل]

يُعتبر التكنيشيوم أول عنصرٍ يُنتج اصطناعيًا، وكان وجود هذا العنصر الثالث والأربعين مُتوقعًا بناءًا على وجود فراغٍ في موقعه الحالي على الجدول الدوري للعناصر، وأُبلِغ بشكلٍ خاطئ عن اكتشافه عام 1925، فسموه (مازوريوم) في ذلك الحين.

ولكّنه اكتُشف في الحقيقة – أو بالأحرى أُنتِج اصطناعيًا – عام 1937 من قِبل بيرييه وسيجري في إيطاليا، كما عُثِر عليه في عينةٍ من المولبدينوم بعد قصفها بالدوتيرونات داخل جهاز لتحطيم نوى الذرات (سيكلوترون)، ومنذ ذلك الحين بحث عنه العلماء في المواد الأرضية، لكنّ لم يجدوا أيّ أثرٍ له حتى عام 1962، عندما تمكنوا من عزل النظير تكنيشيوم-99 (99Tc) من خامة اليورانيوم الأفريقيّة بكمياتٍ زهيدةٍ جدًا والتعرّف عليه، وكان حينها ناتجًا تلقائيًا عن الانشطار النووي لليورانيوم.

خصائصه [عدل]

الخصائص الكيمائية [عدل]

تكنيشيوم هو معدن مشع بلون رمادي فضي مع شكل مشابه للبلاتين. ويتم الحصول عليه عادة على شكل بودرة مسحوق رمادي. التركيب البلوري للمعدن النقي هو سداسي.

صفات ذرة التكنيشيوم: الأطوال الموجية للضوء: 363.3 نانومتر، 403.1 نانومتر، 426.2 نانومتر، 429.7 نانومتر، و485.3 نانومتر.

الخصائص الفيزيائية [عدل]

تطبيقاته [عدل]

في الأحياء والطب النووي [عدل]

يستخدم التكنيشيوم (Tc-99m) كعنصر مشع يتم حقنه للمريض عن طريق الوريد، ويتم ربط التكنيشيوم بمادة صيدلانية تختلف بحسب اختلاف العضو المراد تصويره، فمثلا يربط التكنيشوم بالسيستاميبي لفحوصات القلب أو الغدة الدرقية . بعد حقن المريض بالمادة الصيدلانية المشعة يتم تصوير المريض من خلال كاميرا الغاما المختصة في رصد أشعة غاما المنبعثة من التكنيشوم من خلال جسم المريض . يتم استخدام التكنيشيوم طبيا بسبب عمره الإشعاعي المناسب (6.01 ساعة) وطاقته المناسبة (140 keV من أشعاع غاما) يوجد على الأقل 31 مادة صيدلانية - إشعاعية شائعة الاستخدام تعتمد على التكنيشيوم في التصوير والفحوصات الوظيفية مثل : الدماغ، القلب، الغدة الدرقية، الرئتين، الكبد، المرارة، الكليتين، العظام، الدم والأورام .

في الصناعة والكيمياء [عدل]

الإجراءات الوقائية [عدل]

هذا القسم فارغ أو غير مكتمل، ساهم بتحريره بالضغط على زر التعديل

المراجع [عدل]

1. ^ "Technetium: technetium(III) iodide". OpenMOPAC.net. "compound data". اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ "Technetium: technetium(I) fluoride". OpenMOPAC.net. "compound data". اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
3. ↑ أ ب فيصل أُخَي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. الصفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 13 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
4. ↑ أ ب ابن منظور، لسان العرب، مادة (تقن).

في كومنز صور وملفات عن: تكنيشيوم

ع·ن·ت الجدول الدوري <

ضبط استنادي	BNF: cb121508612 (data) · GND: 4184557-2 · LCCN: sh85133086 · NDL: 00572811
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-26-8 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5075028 · ***ChEBI ID***: 33353 · ***EC no.***: 231-136-0 · ***ECHA***: 100.028.305 · ***ChemSpider ID***: 22396 · ***PubChem CID***: 23957 · ***Gmelin number***: 16310

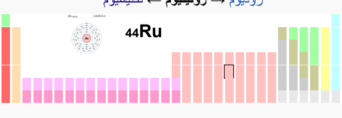
بوابة طاقة نووية بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

تصنيفات: تكنيشيوم | أدوية مشعة | علم الأحياء الإشعاعي | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | مركبات التكنيشيوم

روثينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

روديوم ← **روثينيوم** ← تكنيشيوم



Fe ↑ Ru ↓ Os

المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	روثينيوم، 44، Ru
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	8، 5، d
الكتلة الذرية	101.07 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^7 5s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 15, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	12.45 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	10.65 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2607 ك، 2334 °س، 4233 °ف
نقطة الغليان	4423 ك، 4150 °س، 7502 °ف
حرارة الانصهار	38.59 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	591.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.06 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2588	2811	3087	3424	3845	4388

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	8, 7, 6, **4**, **3**, 2, 1,[1] -2 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 710.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1620 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2747 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	134 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	146±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	71 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	117 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	6.4 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	5970 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	447 غيغاباسكال
معامل القص	173 غيغاباسكال
معامل الحجم	220 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.30
صلادة موس	6.5
صلادة برينل	2160 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-18-8

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الروثينيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{96}Ru	5.52%	^{96}Ru هو نظير مستقر وله 52 نيوترون			
^{97}Ru	مصطنع	2.9 يوم	ε	-	^{97}Tc
			γ	0.215, 0.324	-
^{98}Ru	1.88%	^{98}Ru هو نظير مستقر وله 54 نيوترون			
^{99}Ru	12.7%	^{99}Ru هو نظير مستقر وله 55 نيوترون			
^{100}Ru	12.6%	^{100}Ru هو نظير مستقر وله 56 نيوترون			
^{101}Ru	17.0%	^{101}Ru هو نظير مستقر وله 57 نيوترون			
^{102}Ru	31.6%	^{102}Ru هو نظير مستقر وله 58 نيوترون			
^{103}Ru	مصطنع	39.26 يوم	β^-	0.226	^{103}Rh
			γ	0.497	-
^{104}Ru	18.7%	^{104}Ru هو نظير مستقر وله 60 نيوترون			
^{106}Ru	مصطنع	373.59 يوم	β^-	3.54	^{106}Rh

ع · ن · ت

الروثينيوم عنصر كيميائي له الرمز **Ru** والعدد الذري 44، وهو فلز انتقالي نادر ينتمي إلى مجموعة البلاتين في الجدول الدوري. كمعظم عناصر مجموعة البلاتين فإن الروثينيوم خامل كيميائياً تجاه معظم المواد، وقد اكتشف هذا العنصر العالم الروسي كارل إرنست كلاوس سنة 1844. يتوافر الروثينيوم عادة في الطبيعة كمكون بسيط من خامات البلاتين، وإنتاجه السنوي لا يتجاوز الإثني عشر طنا في جميع أنحاء العالم. يستخدم معظم الروثينيوم الوصلات الكهربائية المقاومة للاهتراء، وفي إنتاج المقاومات ذات الغشاء السميك، كما تضاف كميات قليلة منه لتستخدم في بعض السبائك البلاتينية وفي تحضير الحفازات.

التاريخ وأصل التسمية [عدل]

يعتقد أن استخدام البلاتين وعناصر مجموعة البلاتين، قد استخدم لمدة طويلة من قبل سكان أمريكا الأصليين قبل وصول كولومبوس. كما استخدمه الكيميائيون الأوروبيون في منتصف القرن السادس عشر، إلا أن تعريف البلاتين كعنصر نقي استغرق حتى منتصف القرن الثامن عشر. أما باقي عناصر مجموعة البلاتين فقد استغرق اكتشافها حتى العقود الأولى من القرن التاسع عشر.[3] إن وجود البلاتين في رمال الأنهار الروسية أدى إلى الحصول عليها كمواد خام واستخدامها في لوحات وميداليات وسك عملات معدنية من الروبل بدءا من عام 1828.[4] وكانت مخلفات إنتاج البلاتين في سك النقود متوفرة في الإمبراطورية الروسية، ولذلك تمت دراسة عناصر مجموعة البلاتين في دول أوروبا الشرقية.

من المحتمل أن يكون الكيميائي البولندي يندري شنياديسكي قد عزل العنصر 44 (والذي أراد تسميته بـ "vestium" نسبة إلى الكويكب فيستا حديث الاكتشاف في تلك الآونة) من خامات البلاتين في عام1807. وقد نشر اكتشافه في اللغة البولندية في 1808، لكنه لم يؤكد وسحب ادعاءه للاكتشاف في وقت لاحق.[5] قارب كل من يونس ياكوب بيرتسيليوس وغوتفريد أوسان على اكتشاف الروثينيوم في أبحاثهما سنة 1827.[6] فقد قاما بفحص الآثار المتبقية من حل البلاتين الخام من جبال الأورال في الماء الملكي، وجرت بينهما نقاشات مطولة حول إمكانية وجود عناصر جديدة مكتشفة في هذه البقايا.[7]

قام العالم الروسي كارل إرنست كلاوس منذ عام 1841 بإعادة تجارب أوسان من أجل اكتشاف العنصر الجديد، وفي عام 1844 بيّن كلاوس أن المركبات التي أعدها أوسان كانت حاوية على كميات صغيرة من الروثينيوم، العنصر الذي اكتشفه كلاوس في نفس العام.[3] وقد عزل كلاوس الروثينيوم من بقايا روبل بلاتيني عندما كان يعمل في جامعة كازان.[6] وقد وضّح كلاوس بأن أكسيد الروثينيوم الناتج يحوي على معدن جديد وحصل على 6 غرام من الروثينيوم نتيجة عدم ذوبان البلاتين الخام في الماء الملكي.[8]

واشتق اسم الروثينيوم من الاسم اللاتيني لروسيا (روثينيا) وهي المنطقة التاريخية التي تشمل اليوم روسيا وأوكرانيا وبيلاروسيا وجزء من سلوفاكيا وبولندا، وقد اقترح هذا الاسم من قبل أوسان سنة 1828، وذلك تكريمًا لمسقط رأسه، حيث أنه ولد في تارتو في إستونيا، والتي كانت في ذلك الوقت جزءاً من الإمبراطورية الروسية.[9][3]

الوفرة [عدل]

يعد الروثينيوم من أندر العناصر غير المشعة، ويأتي الفلز في المرتبة 74 من بين العناصر بالنسبة للوفرة في القشرة الأرضية.[10] يوجد الروثينيوم بشكل رئيسي برفقة البلاتين في نيجني تاجيل في جبال الأورال وفي نهر مياس في روسيا، كما يوجد في جزيرة هوكايدو في اليابان، بالإضافة إلى نهر يوبا في كاليفورنيا.[11] كما تتواجد كميات قليلة في معدن بنتلانديت المستخرج من ولاية أونتاريو الكندية وفي صخور البيروكسينيت في جنوب أفريقيا، إلا أن هذه الكميات غير تجارية. إن المعدن الأساسي الحاوي على الروثينيوم نادر جداً، ويحل عنصر الإريديوم مكانه في البنية.[12][13]

الإنتاج [عدل]

التعدين [عدل]

ينتج سنوياً حوالي 12 طن من الروثينيوم من المناجم، وتقدر الاحتياطات العالمية بحوالي 5000 طن.[10] يختلف تركيب معادن مجموعة البلاتين المستخرجة من المناجم بشكل كبير حسب طبيعة التشكل الجيوكيميائي. كمثال على ذلك فإن معادن مجموعة البلاتين المستخرجة من مناجم جنوب أفريقيا تحوي ما يقارب على 11% من الروثينيوم بينما وصلت نسبتها في مناجم الاتحاد السوفيتي 2% فقط، وذلك طبقاً لإحصاء سنة 1992.[14][15]

يتم الحصول على الروثينيوم تجارياً، مثل باقي عناصر مجموعة البلاتين، كمنتج ثانوي من عمليات تعدين فلزات النحاس والنيكل، كما يحصل عليه من معالجة فلزات مجموعة البلاتين. أثناء عملية التنقية الكهرليتية لفلزات النحاس والنيكل تترسب المعادن النفيسة كالذهب والفضة ومعادن مجموعة البلاتين بالإضافة إلى السيلينيوم والتيلوريوم في أسفل الخلية وذلك على شكل وحل مصعدي *anode mud*، والذي يشكل نقطة البداية لاستخراج تلك الفلزات.[12][13] لفصل هذه الفلزات ينبغي تحويلها إلى محاليل. توجد عدة طرق لفعل ذلك باعتمادها على طرق الفصل المختلفة وعلى تركيب المزيج. إحدى الطرق تتم بتفاعل الراسب مع فوق أكسيد الصوديوم ثم حله بالماء الملكي. وهناك طريقة أخرى تتمثل بحل الراسب في خليط من الكلور وحمض الهيدروكلوريك.[16][17] يتم فصل الأوزميوم والروثينيوم والروديوم والإريديوم عن البلاتين والذهب (الفلزات النبيلة) وعن الفلزات غير النبيلة بواسطة معالجة المزيج مع الماء الملكي، حيث يترك باقياً صلباً. يفصل الروديوم عن هذا الباقي الصلب بواسطة معالجته مع مصهور بيكبريتات الصوديوم، أما الناتج الصلب الحاوي على الروثينيوم والأوزميوم والإريديوم فيعالج بدوره مع أكسيد الصوديوم، حيث ينحل كل من الروثينيوم والأوزميوم على شكل أملاح، في حين يبقى الإريديوم غير منحل. بعد إجراء عملية أكسدة للمحلول، يفصل RuO_4 عن OsO_4 بواسطة ترسيب مركب $(NH_4)_3RuCl_6$ بواسطة كلوريد الأمونيوم أو عن طريق التقطير أو الاستخلاص بالمذيبات العضوية لمركب رباعي أكسيد الأوزميوم المتطاير.[18] يستخدم الهيدروجين لاختزال كلوريد أمونيوم الروثينيوم لينتج عنه مسحوق.[19] الطريقة الأولى لترسيب الروثينيوم مع كلوريد الأمونيوم تشبه الطريقة المتبعة من قبل سميثسون تينانت ووليام هايد ولاستون اللذان استخدماها لفصله. وهناك عدة أساليب مناسبة للإنتاج على نطاق صناعي. وفي كلتا الحالتين، يتم اختزال المنتج باستخدام الهيدروجين، وينتج هذا المعدن على شكل مسحوق أو شكل إسفنجي والذي يمكن معالجته باستخدام تقنيات تعدين المساحيق أو لحام الآرغون.[20]

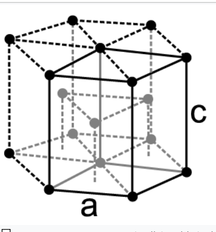
الوقود النووي [عدل]

يمكن أن ينتج الروثينيوم من انشطار اليورانيوم-235، لذلك فإن كل كيلو من نواتج الانشطار يحتوي على كميات كبيرة من المعادن البلاتينية الأخف، ومن بينها الروثينيوم. يمكن استعمال الوقود النووي المستهلك كمصدر محتمل للروثينيوم، لكن هذه الطريقة معقدة ومكلفة، كما أن وجود نظائر مشعة للروثينيوم في هذه العينات المستخرجة، من شأنها أن تجعل تخزين هذه النظائر حتى ينتهي نصف عمر المادة المشعة أمراً واجباً، مما يجعل هذا المصدر من مصادر الروثينيوم غير مرغوب ولا توجد عمليات استخراج واسعة النطاق معمول بها حالياً بهذه الطريقة.[21][22][23]

الخصائص [عدل]

الخصائص الفيزيائية [عدل]

الروثينيوم هو فلز أبيض قاسي متعدد التكافؤ ينتمي إلى مجموعة البلاتين والمجموعة الثامنة من الجدول الدوري. للروثينيوم كثافة تبلغ 12.45 غ/سم^3، وهو بعد البلاتين ثاني أخف فلز في مجموعة البلاتين. ينصهر الروثينيوم عند درجة حرارة تبلغ 2606 كلفن ويغلي عند 4592 كلفن، وهو بذلك يأتي بعد الإريديوم والأوزميوم في مجموعة البلاتين، واللذان لهما نقطتي انصهار وغليان أعلى.[24] عند درجات حرارة تقارب الصفر المطلق 0.49 كلفن، فإن الروثينيوم يظهر خواصاً موصليةً فائقة.



البنية البلورية للروثينيوم

إن البنية البلورية للروثينيوم تتبع النظام البلوري السداسي بتعبئة متراصة لها المجموعة الفراغية 6/mmm، في حين أن ثوابت الشبكة البلورية هي 270.6 == a و == c 428.1 بيكومتر، بالإضافة إلى وجود وحدتي صيغة لكل وحدة خلية.[25]

Z	العنصر	عدد الإلكترونات في الطبقة
26	حديد	2, 8, 14, 2
44	روثينيوم	2, 8, 18, 15, 1
76	أوزميوم	2, 8, 18, 32, 14, 2
108	هاسيوم	2, 8, 18, 32, 32, 14, 2

الخصائص الكيميائية [عدل]

على الرغم من تميز جميع عناصر المجموعة الثامنة بوجود إلكترونين في الطبقة الإلكترونية الخارجية، إلا أن الروثينيوم يشذ عن باقي المجموعة بحيث يوجد إلكترون وحيد في الطبقة الخارجية. تلاحظ هذه الظاهرة أيضاً مع كل من الفلزات التالية: النيوبيوم (41) والروديوم (45) والبالاديوم (46).

يعد الروثينيوم من الفلزات النبيلة، ولا يفقد بريقه في درجات الحرارة العادية. يتفاعل الروثينيوم مع الأكسجين فقط عند درجات حرارة تتجاوز 700°س حيث يشكل أكسيد الروثينيوم الثماني، وبذلك يختلف بسلوكه عن الأوزميوم الذي يتفاعل مع الأكسجين بشكل مباشر عند درجة حرارة الغرفة ليشكل أكسيد الأوزميوم الثماني. يذوب الروثينيوم في مصهور القلويات، مثل مصهور فوق أكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم حيث يتأكسد بسرعة.[26] لكنه في المقابل لا يتآكل بالحموض ولا حتى في الماء الملكي، إلا أنه في حالة التفاعل مع الهالوجينات يتآكل عند درجات حرارة مرتفعة. إن إضافة كمية قليلة من الروثينيوم تزيد من قساوة البلاتين والبلاديوم، كما تزداد مقاومة التآكل للتيتانيوم بشكل ملحوظ عند إضافة كمية قليلة من الروثينيوم إليه.[27]

يمكن أن يطلى الروثينيوم إما عن طريق الطلي الكهربائي أو بواسطة أساليب التفكك الحراري. ومن المعروف أن خليطة الروثينيوم والموليبدنوم تكون فائقة التوصيل عند درجات حرارة أقل من 10.6 كلفن.[27]

النظائر [عدل]

يوجد في الطبيعة سبعة نظائر مستقرة للروثينيوم، إضافة إلى وجود 34 نظير مشع مكتشف. من بين هذه النظائر الإشعاعية، تعد النظائر التالية نسبياً الأكثر استقراراً وهي ^{106}Ru بنصف عمر إشعاعي يصل إلى 373.59 يوم و^{103}Ru بنصف عمر 39.26 يوم و^{97}Ru بنصف عمر 2.9 يوم.[28][29] بالمقابل فإن هناك نظائر مشعة أخرى للروثينيوم لها عمر نصف يتراوح مجاله بين عدة ميلي ثوان إلى بضع ساعات.[30] فهنالك خمسة عشر نظير مشع آخر لها أوزان ذرية تتراوح ما بين 89.93 u للنظير ^{90}Ru إلى 114.928 u لـ ^{115}Ru، ومعظمها لا يتجاوز عمر نصف المادة المشعة فيها خمس دقائق باستثناء ^{95}Ru الذي يملك نصف عمر 1.643 ساعة و^{105}Ru الذي يملك نصف عمر 4.44 ساعة.[28][29] يعتبر اصطياد الإلكترون هو نظام الاضمحلال الأساسي للنظير ^{102}Ru وهو النظير الأكثر وفرة، وبعد ذلك يكون الاضمحلال من النمط بيتا. أما ناتج الاضمحلال الأساسي قبل ^{102}Ru فهو التكنيشيوم وبعده يكون الروديوم.[28][29]

أما بالنسبة لوفرة النظائر، فالنظير ^{102}Ru هو الأكثر وفرة بنسبة تصل إلى 31.6 % من التوزع الطبيعي لنظائر عنصر الروثينيوم. يأتي بعد ذلك أربعة نظائر وهي ^{104}Ru و^{101}Ru و^{100}Ru و^{99}Ru حيث أن لها وفرة تتراوح بين 12–19 %، في حين أن أندر النظائر المستقرة هي ^{96}Ru و^{98}Ru بنسب وفرة 5.52 % و 1.88 % على الترتيب.

التطبيقات [عدل]

قطعة روثينيوم عالية النقاوة محضّرة عن طريق الصهر بالحزمة الإلكترونية

يتميز الروثينيوم بأنه يزيد من قساوة البلاتينيوم والبلاديوم، لذلك يدخل في تركيب خلائط البلاتينيوم والبلاديوم من أجل صنع وصلات كهربائية مقاومة للاهتراء. يتم في هذه التطبيق طلي طبقة رقيقة من أجل الحصول على المقاومة المطلوبة وذلك بواسطة عملية الطلي الكهربائي [31] أو بالبرش المهبطي.[32] وبسبب سعره المنخفض مقارنة بالروديوم،[20] وبسبب متانته مقارنة مع وصلات الذهب المطلية بالكوبالت، [33] يعتبر استخدامه في الوصلات الكهربائية أحد أهم التطبيقات له.[12][34]

يستخدم ثنائي أكسيد الروثينيوم وروثينات الرصاص بالإضافة إلى روثينات البزموت [35]، وخاصة الأخيرة التي لها بنية البيروفسكيت Perovskite، في تركيب المقاومات ذات الغشاء السميك.[36] يشكل هذان التطبيقان (طلي الوصلات الكهربائية وتركيب المقاومات) حوالي 50% من استهلاك الروثينيوم العالمي.[37] [10]

يستخدم الروثينيوم بكميات صغيرة دائماً في السبائك لتحسين خصائص معينة من هذه السبائك. ومن الأمثلة على ذلك استخدام كميات صغيرة من الروثينيوم لزيادة ثباتية الذهب في عمليات تصنيع المجوهرات. كما يظهر تأثير مفيد لمقاومة التآكل لسبائك التيتانيوم عند وضع نسبة 0.1% من الروثينيوم ضمن السبيكة(الخليطة).[38] كما يستخدم الروثينيوم في تركيب بعض السبائك الفائقة ذات التبلور المفرد في التطبيقات ذات الحرارة العالية، مثل ريش العنفات في المحركات النفاثة. توجد العديد من سبائك النيكل الفائقة والتي تحوي ضمن تركيبها الروثينيوم وهي توصف برموز مثل EPM-102 والتي تحوي على 3% من الروثينيوم و TMS-162 والتي تحوي على 6%، وكل منهما يحوي على الرينيوم بنسبة 6 %.[39] وكذلك TMS-138 مثلاً [40] و TMS-174 أيضاً.[41][42]

يستخدم الروثينيوم في تركيب أكاسيد المعادن المختلطة المستخدمة في الحماية مهبطية المستخدمة في التأريض والحفر المغمورة وفي تركيب المساري للخلايا الكهربائية المستخدمة في إنتاج الكلور من المياه المالحة.[43]

إن فلورية بعض المعقدات الحاوية على الروثينيوم تختفي (تطفأ) بوجود الأكسجين، مما جعلها تستخدم في تركيب مستشعرات ضوئية (حساسات ضوئية) لوجود الأكسجين.[44] يستخدم أحمر الروثينيوم في التلوين الحيوي والمستخدم لتلوين جزيئات عديد الكهرل Polyelectrolyte مثل البكتين والأحماض النووية ودراسته عن طريق المجهر الضوئي والمجهر الإلكتروني.[45]

يستخدم نظير الروثينيوم 106، والذي يتفكك اضمحلال بيتا، في علاج أورام العين، وخاصة الورم الميلانيني Melanoma في العنبية.[46]

التحفيز [عدل]

يعد الروثينيوم من الحفازات متنوعة الاستخدام. يمكن تفكيك كبريتيد الهيدروجين ضوئياً باستخدام مستعلق مائي من جزيئات كبريتيد الكادميوم محمّلة بأكسيد الروثينيوم الرباعي، وهي طريقة لفصل غاز H_2S في عمليات تكرير النفط وعمليات صناعية أخرى.[47] كما يستخدم الروثينيوم كحفاز في لهدرجة المركبات العطرية والأحماض والكيتونات.[48]

يمكن استعمال الروثينيوم كحفاز لاصطناع الأمونياك من غازي الهيدروجين والنيتروجين على غرار فلزي الحديد والأوزميوم. يتميز حفاز الروثينيوم بأنه عالي الكفاءة، وأن مردود العملية مرتفع حتى عند ضغوط منخفضة نسبياً، إلا أن سعر الحفاز المرتفع هو ما يعيق تبني استخدامه على نطاق صناعي.[49] جرى استخدام حفاز من الروثينيوم على ركازة من الكربون مع وجود إضافات من الباريوم والسيزيوم في منشأة صناعية لتحضير الأمونياك في ترينيداد، إلا أن حدوث هدرجة بطيئة للكربون إلى ميثان أدى إلى توقف استخدامه وإلى البحث عن حفازات خالية من الكربون لأجل هذه العملية.[50]

إن معقدات الروثينيوم العضوية الكربينية وجدت أنها محفزة قوية لتفاعل التبادل الأوليفيني، ويعد هذا تطبيق هام في الكيمياء العضوية وكيمياء العقاقير الصيدلانية.[51]

عمليات تحويل الطاقة الشمسية [عدل]

تمتص بعض مركبات الروثينيوم الضوء في المجال المرئي، ويجري بحث هذه الخاصية بشكل فعال في مختلف مراكز البحث المهتمة بتقنيات الطاقة الشمسية. تستخدم مركبات معتمدة على الروثينيوم القادة على امتصاص الضوء في تركيب خلية غريتسل ،وهي خلايا شمسية حاوية على صباغ حساس للضوء، وهذه تقنية واعدة بإنتاج خلايا شمسية منخفضة التكلفة.[52]

حفظ البيانات [عدل]

يستخدم الترسيب الكيميائي للبخار للروثينيوم لإنتاج غشاء سميك من الروثينيوم على المواد (الركائز). مما يعد باستخدامات واسعة في تصنيع الرقائق المكروية وفي عناصر عرض المقاومة المغناطيسية الكبيرة من أجل الأقراص الصلبة.[53] فمنذ عام 2006، بدأ استخدام الروثينيوم في مجال التسجيل العمودي، وهي طريقة لتخزين البيانات على الأقراص الصلبة، حيث تفصل طبقة رقيقة من الروثينيوم بين طبقة التخزين وبين طبقة سفلى من مواد سهلة التمغنط. السبب لوضع طبقة الروثينيوم هذه هو البينة البلورية السداسية له التي توافق ثوابت الشبكة البلورية لطبقة التخزين المصنوعة من سبيكة من الكوبالت والكروم والبلاتين.[54][55] كما اقترح استخدام الروثينيوم في تصنيع الإلكترونيات الميكروية بسبب توافقه مع تقنيات تصنيع أنصاف النواقل.[56]

المواد الغريبة [عدل]

تظهر العديد من أكاسيد المختلطة الحاوية على الروثينيوم خصائص غير عادية، مثل السلوك عند النقطة الكمومية الحرجة، [57] والموصلية الفائقة [58] والمغناطيسية الحديدية عند درجات الحرارة المرتفعة.[59]

الأهمية الحيوية [عدل]

كبقية عناصر مجموعة البلاتين فإنه لا توجد للرزثينيوم أهمية حيوية، فهو لا يوجد في جسم الإنسان. بالمقابل فإن للعديد من معقدات الروثينيوم أهمية صيدلانية محتملة. ويجري الآن البحث في تأثير معقدات الروثينيوم على أمراض السرطان،[60] ولقد جرى تجريب بعضها سريرياً وذلك كعلاج كيميائي في بعض الحالات. يأتي استخدام معقدات الروثينيوم هنا كبديل محتمل لمعقدات البلاتين مثل سيسبلاتين وكربوبلاتين. تتميز معقدات الروثينيوم المستخدمة كأدوية للسرطان عن معقدات البلاتين أنها مقاومة أكبر لأثر الحلمهة بحيث أن تبادل الربيطات يكون بمعدل أبطأ بشكل كاف يضمن وصول العقار إلى المكان المنشود دون التفاعل مع الماء أو جزيئات أخرى في مجرى الدم. كما يتميز الروثينيوم بأن له عدة حالات أكسدة ممكنة (+2، +3، +4) في الشروط الحيوية وذلك بشكل مشابه للحديد، مما يجعل من إمكانية أن يحل محله في بعض البروتينات مثل الترانسفيرين Transferrin. على العكس من الروثينيوم الثنائي، فإن الروثينيوم الثلاثي غير فعال، لذلك فإنه نظرياً من الممكن تقديم الروثينيوم كعقار للجسم على الشكل الثلاثي، وأن يختزل في مكان الورم بحيث يأخذ شكله الفعال في المكان المطلوب، مما يعطيه انتقائية مرغوبة.[61] إلا أنه لحد الآن لم يرخص باستخدام الروثينيوم في تركيب الأدوية السرطانية.[62]

المركبات الكيميائية [عدل]

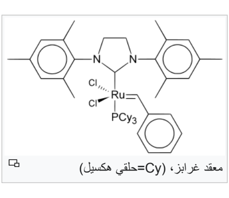
تتراوح حالات أكسدة الروثينيوم -2 و 0 إلى +8. وهو أحد العناصر الثلاثة إضافة إلى الزينون والأوزميوم القادة على تشكيل مركبات بأعلى حالة أكسدة ممكنة وهي +8. إن خصائص مركبات الروثينيوم والأوزميوم غالبا ما تكون متشابهة. تعد حالات الأكسدة +2، +3، +4 هي الأكثر شيوعا، والمركب الأكثر انتشارا هو ثلاثي كلوريد الروثينيوم، وهو مسحوق أحمر صلب.[19]

المركبات الأكسجينية [عدل]

يمكن أن يتأكسد الروثينيوم إلى RuO_4 رباعي أكسيد الروثينيوم، وهو عامل مؤكسد قوي ومشابه في البنية إلى رباعي أكسيد الأوزميوم. من الأمثلة الأخرى على أكاسيد الروثينيوم هو RuO_2 أكسيد الروثينيوم الرباعي مع حالة أكسدة +4 و K_2RuO_4 (روثينات ثنائي البوتاسيوم) مع حالة أكسدة +6 و $KRuO_4$ (فوق روثينات البوتاسيوم) مع حالة أكسدة +7.[63]

في المحاليل المائية يتشكل نتيجة التفاعل مع المؤكسدات القوية مركب فوق الروثينات، والذي يكون فيه الروثينيوم سباعي التكافؤ، بشكل مشابه لمركب فوق المنغنات. يتمتع فوق الروثينات بخواص مؤكسدة، لكن تلك الخواص معتدلة مقارنة مع أكسيد الروثينيوم الثماني، بحيث أن أكسدة الكحولات الأولية بمركب فوق الروثينات يعطي الألدهيدات الموافقة، ولا يعطي نواتج تمام الأكسدة وهي الحمض الكربوكسيلي الموافق. يستعمل المركب في الاصطناع العضوي على شكل مركب فوق روثينات رباعي بروبيل الأمونيوم (TPAP)، حيث يختزل أثناء العملية إلى الروثينيوم الرباعي.[64]

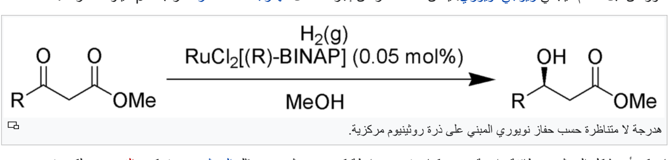
المعقدات [عدل]



معقد غرابز، (Cy=حلقي هكسيل)

يشكل الروثينيوم العديد من المعقدات التساندية، وذلك على مستوى الربيطات العضوية واللاعضوية، كما يمكن أن تتشكل معقدات حاوية على روابط Ru-Ru فيما بينها. من الأمثلة على معقدات الروثينيوم العديد من مشتقات مركبات خماسي الأمين $[Ru(NH_3)_5L]^{+n}$، والتي توجد عادةً بكل من الحالتين Ru(II) وRu(III). كما أن مشتقات ثنائي بيريدين وثلاثي بيريدين كثيرة، ومن أشهرها كلوريد ثلاثي(ثنائي بيريدين) الروثينيوم الثنائي.

تستخدم معقدات الروثينيوم كحفازات في الاصطناع العضوي، فعلى سبيل المثال يشكل الروثينيوم الذرة المركزية في حفاز غرابز المستخدم في تفاعل التبادل الأوليفيني. كما يدخل الروثينيوم في تركيب حفاز نويوري، وهو معقد من الكلور والروثينيوم ووحدة BINAP، المطوّر من قبل العالم الياباني ريوجي نويوري. يمكّن هذا الحفاز من إجراء تفاعل الهدرجة اللامتناظرة لمركبات β-كيتو الاسترات.[65]



هدرجة لا متناظرة حسب حفاز نويوري المبني على ذرة روثينيوم مركزية.

كما يمكن أن يشكل الروثينيوم طائفة واسعة من مركبات تحوي رابطة كربون-روثينيوم. يماثل الروثينوسين تركيب الفيروسين لكنه يتميز بخصائص أكسدة-اختزال مميزة. هنالك العديد من معقدات الروثينيوم المعروفة مع أحادي أكسيد الكربون، وأهمها اثنا عشري كربونيل ثلاثي الروثينيوم (كربونيل الروثينيوم)، مع العلم أن مماثل خماسي كربونيل الحديد في الروثينيوم (خماسي كربونيل الروثينيوم) هو غير مستقر في الظروف العادية. إن تفاعل إضافة الكربونيل إلى مركب ثلاثي كلوريد الروثينيوم يعطي كربونيلات أحادية وثنائية الروثينيوم الثنائي (حالة أكسدة 2+)، والتي حضر منها العديد من المشتقات مثل $RuHCl(CO)(PPh_3)_3$ و $Ru(CO)_2(PPh_3)_3$.

يعطي تسخين محلول ثلاثي كلوريد الروثينيوم في الكحول مع ثلاثي فينيل الفسفين مركب ثنائي كلورو ثلاثي(ثلاثي فينيل فوسفين) الروثينيوم الثنائي $RuCl_2(PPh_3)_3$. والذي يتحول إلى الهيدريد، حيث تحل ذرة هيدروجين مكان ذرة كلور.[19]

المراجع [عدل]

1. ^ "Ruthenium: ruthenium(I) fluoride compound data". OpenMOPAC.net. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ↑ أ ب ت Weeks, Mary Elvira (1932). "The discovery of the elements. VIII. The platinum metals". *Journal of Chemical Education*. **9**: 1017. doi:10.1021/ed009p1017.
4. ^ Raub, Christoph J. (2004). "The Minting

36. ^ Rane, Sunit; Prudenziati, Maria; Morten, Bruno (2007). "Environment friendly perovskite ruthenate based thick film resistors". *Materials Letters*. **61**: 595. doi:10.1016/j.matlet.2006.05.015.
37. ^ Slade, Paul G., 1999) المحرر). *Electrical contacts : principles and applications*. New York, NY: Dekker. 550 صفحة. ISBN 9780824719340. مؤرشف من الأصل في 16 مارس 2020.
38. ^ Schutz, R. W. (1996). "Ruthenium

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
Ελληνικά
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
中文
بقية الوصلات: 125
عدل الوصلات

روديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الروديوم (أو **الوَرْدَن**،[3] رمزه الكيميائي العربي **و**،[3] من الوَرْد، ذلك أن لون محاليل أملاحه وردية[4]) عنصر كيميائي في الجدول الدوري، ورمزه **Rh**، وعدده الذري 45. وهو فلز انتقالي صلب نادر. وهو من مجموعة البلاتين. ويتواجد في الطبيعة مختلطاً مع خام البلاتين. وهو أغلى المعادن النفيسة على الإطلاق وسبب غلائه يعود إلى زيادة تكلفة عملية استخراجه، حيث يجب القيام بعملية الاستخراج عبر تنقية فلز البلاتين الغالي الثمن والمعروف بصعوبة فصل المركبات التي تتحد معه كالروديوم.

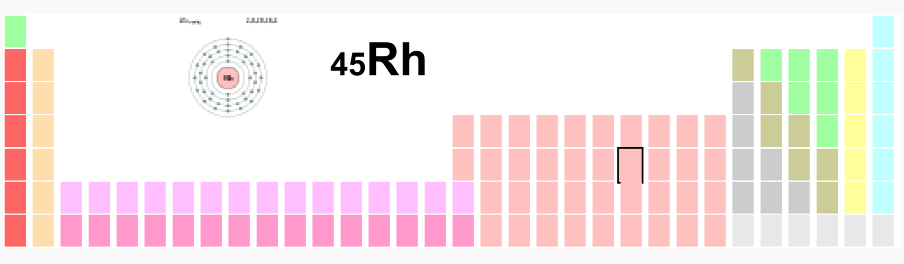
اكتشفه الفيزيائي الإنجليزي وليام هايد ولاستون عام 1803 م

معرض صور [عدل]

المراجع [عدل]

1. ^ Rhodium: rhodium(I) fluoride compound" data". OpenMOPAC.net. اطلع عليه بتاريخ 10 ديسمبر 2007.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ↑ أ ب فيصل أُخَي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. الصفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 29 فبراير 2020 على موقع واي باك مشين.
4. ^ (بالإنجليزية) تعريف أصل كلمة rhodium على موقع القاموس التأصيلي على الإنترنت. (تاريخ الاطلاع: 5 نوفمبر 2017) نسخة محفوظة 1 مايو 2019 على موقع واي باك مشين.

بالاديوم ← **روديوم** ← روثينيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	روديوم، 45، Rh
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	9، 5، d
الكتلة الذرية	102.90550 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^1$ $4d^8$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 16, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	12.41 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	10.7 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2237 ك، 1964 °س، 3567 °ف
نقطة الغليان	3968 ك، 3695 °س، 6683 °ف
حرارة الانصهار	26.59 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	494 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.98 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2288	2496	2749	3063	3405	3997

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	6, 5, 4, **3**, 2, 1[1], -1 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	2.28 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 719.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1740 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2997 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	134 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	142±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	43.3 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	150 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	8.2 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4700 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	380 غيغاباسكال
معامل القص	150 غيغاباسكال
معامل الحجم	275 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.26
صلادة موس	6.0
صلادة فيكرز	1246 ميغاباسكال
صلادة برينل	1100 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-16-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الروديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{99}Rh	مصطنع	16.1 يوم	ε	-	^{99}Ru
			γ	0.089، 0.353, 0.528	-
^{101m}Rh	مصطنع	4.34 يوم	ε	-	^{101}Ru
			ا.ت	0.157	^{101}Rh
			γ	0.306، 0.545	-
^{101}Rh	مصطنع	3.3 سنة	ε	-	^{101}Ru
			γ	0.127، 0.198، 0.325	-
^{102m}Rh	مصطنع	2.9 سنة	ε	-	^{102}Ru
			γ	0.475، 0.631، 0.697، 1.046	-
^{102}Rh	مصطنع	207 يوم	ε	-	^{102}Ru
			$β^+$	0.826، 1.301	^{102}Ru
			اضمحلال بيتا	1.151	^{102}Pd
			γ	0.475, 0.628	-
^{103}Rh	100%	^{103}Rh هو نظير مستقر وله 58 نيوترون			
^{105}Rh	مصطنع	35.36 ساعة	$β^-$	0.247، 0.260، 0.566	^{105}Pd
			γ	0.306, 0.318	-

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: روديوم

ع·ن·ت مجوهرات <
ع·ن·ت الجدول الدوري <
ع·ن·ت مركبات روديوم <

ضبط استنادي: BNF: cb12218903f (data) · GND: 4178038-3 · LCCN: sh85113755 · NDL: 00569786

معرفات كيميائية: ***ZVG number***: 7450 · ***RTECS number***: VI9069000 · ***ECHA***: 100.028.295 · ***ChEBI ID***: 33359 · ***IEDB Epitope ID***: 131798 · ***PubChem CID***: 23948 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3052480 · ***ChemSpider ID***: 22389 · ***EC no.***: 231-125-0 · ***CAS Number***: 7440-16-6 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0544 · ***UNII***: DMK383DSAC

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات
بوابة علم المواد بوابة علم طبقات الأرض

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: روديوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | مجوهرات | معادن الروديوم | معادن عناصر طبيعية | معادن نفيسة

بالاديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البالاديوم (أو **العَرْزَن**،[2] رمزه الكيميائي العربي **عر**،[2] من عَرَزَ الشيءُ أي اشتدّ وغَلُظَ،[3] ذلك أنه فلزّ صلب جدًا) عنصر كيميائي من الجدول الدوري، ورمزه **Pd** ، وله العدد الذري 46. وهو فلز انتقالي نادر، من مجموعة البلاتين وهو لديه أدنى نقطة انصهار وأقل كثافة منها. ويشبه البلاتين كيميائياً. ويستخرج من خامي النحاس والنيكل. ويستخدم كعامل مساعد وفي صناعة المجوهرات وفي مجال طب الأسنان و هو معدن أبيض فضي لامع نادر .

فضة ← **بالاديوم** ← روديوم	
Ni ↑ **Pd** ↓ Pt	$_{46}$**Pd**
المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بالاديوم، 46، Pd
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	10، 5، d
الكتلة الذرية	106.42 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]؛ 4d^{10}
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	12.023 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	10.38 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1828.05 ك، 1554.9 °س، 2830.82 °ف
نقطة الغليان	3236 ك، 2963 °س، 5365 °ف
حرارة الانصهار	16.74 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	362 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.98 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1721	1897	2117	2395	2753	3234

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	0، 1+، **2+**، **4+**، 6+ (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.20 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 804.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1870 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3177 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	137 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	139±6 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	163 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	105.4 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	71.8 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	11.8 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3070 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	121 غيغاباسكال
معامل القص	44 غيغاباسكال
معامل الحجم	180 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.39
صلادة موس	4.75
صلادة فيكرز	461 ميغاباسكال
صلادة برينل	37.3 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-05-3
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر البالاديوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{100}Pd	مصطنع	3.63 يوم	ε	-	^{100}Rh
			γ	0.084، 0.074، 0.126	-
^{102}Pd	1.02%	^{102}Pd هو نظير مستقر وله 56 نيوترون			
^{103}Pd	مصطنع	16.991 يوم	ε	-	^{103}Rh
^{104}Pd	11.14%	^{104}Pd هو نظير مستقر وله 58 نيوترون			
^{105}Pd	22.33%	^{105}Pd هو نظير مستقر وله 59 نيوترون			
^{106}Pd	27.33%	^{106}Pd هو نظير مستقر وله 60 نيوترون			
^{107}Pd	نادر	6.5×10^{6} سنة	β^-	0.033	^{107}Ag
^{108}Pd	26.46%	^{108}Pd هو نظير مستقر وله 62 نيوترون			
^{110}Pd	11.72%	^{110}Pd هو نظير مستقر وله 64 نيوترون			

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

الاكتشاف [عدل]

لاحظ وليام هايد ولاستون اكتشاف معدن نبيل جديد في يوليو 1802 في كتابه المختبري وسماه بالاديوم في أغسطس من نفس العام. نقّى ولاستون بما فيه الكفاية من المواد وقدمها، دون تسمية المكتشف، في متجر صغير في سوهو في أبريل 1803. بعد انتقادات قاسية من ريتشارد تشينيفيكس أن البلاديوم هو سبيكة من البلاتين والزئبق، عرض ولاستون مكافأة قدرها 20 جنيهًا بريطانيًا مقابل 20 حبة من سبيكة البلاديوم الاصطناعية.[4] حصل تشنيفيكس على وسام كوبلي في 1803 بعد أن نشر تجاربه على البلاديوم. نشر وولاستون اكتشاف الروديوم في 1804 وذكر بعض أعماله على البلاديوم.[5][6] كشف وولاستون أنه هو مكتشف البلاديوم في منشور في عام 1805.[4][7]

سمّى وولاستون في عام 1802 المعدن الجديد المُكتشف على اسم الكويكب 2 بالاس، والذي تم اكتشافه قبل شهرين.[8] وجد وولاستون البلاديوم في خام البلاتين الخام من أمريكا الجنوبية عن طريق إذابة الخام في أكوا ريجيا، معادلة المحلول مع هيدروكسيد الصوديوم، والبلاتنيوم المترسب ككلورونات الأمونيوم مع كلوريد الأمونيوم، وأضاف سيانيد الزئبق الثنائي لتشكيل مركب البلاديوم (II) الساينايد، الذي تم تسخينه لاستخراج معادن البلاديوم.[5]

تم وصف كلوريد البلاديوم في وقتٍ ما بأنه علاج لمرض السل بمعدل 0.065 غرام في اليوم الواحد (حوالي مليغرام واحد لكل كيلوغرام من وزن الجسم). كان لهذا العلاج العديد من الآثار الجانبية السلبية، وتم استبداله لاحقًا بأدوية أكثر فعالية.[9]

يستخدم البلاديوم في المحولات الحفزية في صناعة السيارات.[10] في الفترة الممتدة حتى عام 2000، تأخر تقديم الروس للبلاديوم إلى السوق العالمية بشكل متكرر لأسباب سياسية، ولم يتم منح حصص التصدير في الوقت المناسب. أدى الهلع الذي أعقب ذلك إلى ارتفاع السعر إلى أعلى مستوى له على الإطلاق عند 1100 دولار للأونصة الواحدة في يناير 2001.[11] في ذلك الوقت، قامت شركة فورد للسيارات بتخزين البلاديوم؛ خوفًا من أن يتضرر إنتاج السيارات بسبب نقص في البلاديوم.[12] عندما انخفضت الأسعار في أوائل عام 2001 ، خسرت فورد ما يقرب من 1 مليار دولار أمريكي.[13]

ارتفع الطلب العالمي على البلاديوم من 100 طن في عام 1990 إلى ما يقرب من 300 طن في عام 2000. بلغ الإنتاج العالمي للبلاديوم من المناجم 222 طن في عام 2006 وفقًا لما ورد عن هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية.[14] شعر الكثيرون بالقلق حيال الإمداد الثابت للبلاديوم في أعقاب المناورات العسكرية الروسية في أوكرانيا، حيث كانت العقوبات جزئيًا تعوق صادرات البلاتين الروسية. اعتُقد أن أي قيود على صادرات البلاديوم الروسية ستؤدي إلى تفاقم ما يتوقع أن يكون عجزًا كبيرًا في البلاديوم في عام 2014.[15] دفعت هذه المخاوف أسعار البلاديوم إلى أعلى مستوى لها منذ عام 2001.[16] في سبتمبر 2014، ارتفعت أسعارها إلى ما فوق 900 دولار للأوقية. وفي عام 2016 ، تكلف البلاديوم حوالي 614 دولارًا للأونصة بينما تمكنت روسيا من الحفاظ على إمدادات مستقرة.[17] في يناير 2018، ارتفعت العقود الآجلة للبلاديوم إلى ما يزيد عن 1100 دولار للأونصة للمرة الأولى على الإطلاق، ويرجع ذلك أساسًا إلى الطلب القوي من صناعة السيارات.[18]

أماكن تواجده [عدل]

بلغ إجمالي إنتاج الألغام في البلاديوم 208,000 كيلوغرام في عام 2016، وكانت روسيا أكبر منتج ب 82000 كيلوجرام، تليها جنوب إفريقيا وكندا والولايات المتحدة.[19] تحتل شركة نورليسك للنيكل Norilsk Nickel في روسيا المرتبة الأولى بين أكبر منتجي البلاديوم على مستوى العالم، وتمثل 39٪ من الإنتاج العالمي.[20]

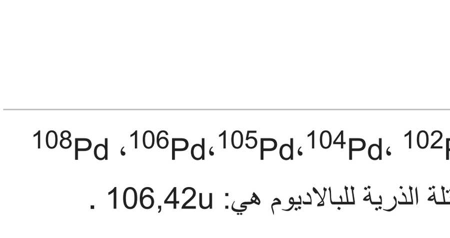
يمكن العثور على البلاديوم كمعدن معدني مخلوط بالذهب والمعادن الأخرى من مجموعة البلاتين في رواسب الجبس في جبال الأورال، وأستراليا، وإثيوبيا، وأمريكا الشمالية وأمريكا الجنوبية. تلعب تلك الودائع دورًا ثانويًا فقط في إنتاج البلاديوم. أهم المصادر التجارية هي النيكل - النحاس الموجود في حوض سودبوري، بأونتاريو، ونوريلسك - تالاخ في سيبيريا. يتمثل المخزون الكبير الآخر في مجموعة المعادن التابعة لمجموعة "مرينسكي ريف" البلاتينية في مجمع بوشفيلد أيجنس الجنوب أفريقي. يُعتبر مجمع ستيلوتر الناري في مونتانا وجسم منطقة روبي في مجمع لاك ديس الناري في أونتاريو هما المصدران الآخران للبلاديوم في كندا والولايات المتحدة.[14][21] يُصنف البلاديوم كأحد المعادن النادرة.[22][23][24]

كما يتم إنتاج البلاديوم في مفاعلات انشطارية نووية ويمكن استخراجه من الوقود النووي المستهلك، على الرغم من عدم استخدام هذا المصدر للبلاديوم. لم يتم تجهيز أي من مرافق إعادة المعالجة النووية الحالية لاستخراج البلاديوم من النفايات المشعة عالية المستوى.[25]

وليام هايد ولاستون

السُميّة [عدل]

يُعتبر البلاديوم معدن ذو سمية منخفضة. يتم امتصاصه بشكل سيء من قبل جسم الإنسان عند تناوله. تموت النباتات مثل ورد النيل سميك الساق بمستويات منخفضة من أملاح البلاديوم، ولكن تتحمله معظم النباتات الأخرى، على الرغم من أن الاختبارات تشير إلى تأثُّر النمو عند مستويات أعلى من 0.0003 ٪. يمكن أن تكون الجرعات العالية من البلاديوم سامة؛ تشير بعض الاختبارات على القوارض إلى أنها قد تكون مسرطنة، على الرغم من عدم وجود دليل واضح يشير إلى أن العنصر يضر البشر.[26]



إنتاج البلاديوم عام 2005

الاحتياطات [عدل]

يُعتبر الجزء الأكبر من البلاديوم مثل غيره من المعادن البلاتينية خامل تمامًا. على الرغم من الإبلاغ عن بعض حالات التهاب الجلد التماسي بسبب التعرض للبلاديوم، إلا أن البيانات المتعلقة بالتأثيرات محدودة. وقد تبين أن الأشخاص الذين لديهم رد فعل تحسسي للبلاديوم يتفاعلون أيضًا مع النيكل، مما يجعل من المستحسن تجنب استخدام سبائك الأسنان التي تحتوي على البلاديوم في أولئك الذين يُعانون من الحساسية.[10][27][28][29][30]

ينبعث بعض البلاديوم مع غازات العادم للسيارات ذات المحولات الحفزية. يتم إطلاق ما بين 4 و 108 نانوغرام / كم من جسيمات البلاديوم بواسطة هذه السيارات، في حين يقدر إجمالي الامتصاص من الغذاء بأقل من 2 ميكروغرام للشخص في اليوم.تأتي عمليات ترميم الأسنان في المركز الثاني للمصادر المُمكنة للتعرض للبلاديوم، والذي يقدر أن امتصاص البلاديوم أقل من 15 ميكروغرام للشخص الواحد في اليوم. قد يكون لدى الأشخاص الذين يعملون مع البلاديوم أو مركباته امتصاص أكبر بكثير.يتخلص الجسم من 99 ٪ من المركبات القابلة للذوبان مثل كلوريد البلاديوم في غضون 3 أيام.[10]

تُقدّر الجرعة المميتة المتوسطة (LD50) من مركبات البلاديوم القابلة للذوبان في الفئران هي 200 مجم / كجم للفم (عن طريق الفم) و 5 مغ / كغ للإعطاء عن طريق الوريد.[10]

النظائر [عدل]

للبالاديوم 42 نظير معروف، يتراوح عددها الكتلي A ما بين 91 إلى 128، ستة منها مستقرة:^{102}Pd، ^{104}Pd، ^{105}Pd، ^{106}Pd، ^{108}Pd، ^{110}Pd، هذه النظائر الستة تشكل البالاديوم الطبيعي بنسب تتراوح ما بين 1 إلى 27%. وحدة الكتلة الذرية للبالاديوم هي: 106,42u .

النظير	الوفرة الطبيعية
^{102}Pd	1.02%
^{104}Pd	11.14%
^{105}Pd	22.33%
^{106}Pd	27.33%
^{108}Pd	26.46%
^{110}Pd	11.72%

يعتبر ^{107}Pd النظير المشع الأكثر إستقرارا مع عمر النصف يساوي 6.5 مليون سنة.

المصادر [عدل]

https://uqu.edu.sa/page/ar/53341

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ↑ أ ب فيصل أَخي. العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الأخر \ جمادى الأخرة 1426 هـ مايو \ يوليو 2005. الصفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 13 يناير 2020 على موقع واي باك مشين.
3. ^ الفيروزآبادي، القاموس المحيط، مادة (عرز).
4. ↑ أ ب Usselman, Melvyn (1978). "The Wollaston/Chenevix controversy over the elemental nature of palladium: A curious episode in the history of chemistry". Annals of Science. **35** (6): 551–579. doi:10.1080/00033797800200431.
5. ↑ أ ب Griffith, W. P. (2003). "Rhodium and Palladium – Events Surrounding Its Discovery". Platinum Metals Review. **47** (4): 175–183. مؤرشف من الأصل في 27 سبتمبر 2011.
6. ^ Wollaston, W. H. (1804). "On a New Metal, Found in Crude Platina". المعاملات الفلسفية للجمعية الملكية. **94**: 419–430. doi:10.1098/rstl.1804.0019. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
7. ^ Wollaston, W. H. (1805). "On the Discovery of Palladium; With Observations on Other Substances Found with Platina". المعاملات الفلسفية للجمعية الملكية. **95**: 316–330. doi:10.1098/rstl.1805.0024.
8. ^ Hammond, C. R. (2004). "The Elements". Handbook of Chemistry and Physics (الطبعة 81st). CRC press. ISBN 0-8493-0485-7. مؤرشف من الأصل في 17 ديسمبر 2019.
9. ^ Garrett, Christine E.; Prasad, Kapa (2004). "The Art of Meeting Palladium Specifications in Active Pharmaceutical Ingredients Produced by Pd-Catalyzed Reactions". Advanced Synthesis & Catalysis. **346** (8): 889–900. doi:10.1002/adsc.200404071.
10. ↑ أ ب ت ث Kielhorn, Janet; Melber, Christine; Keller, Detlef; Mangelsdorf, Inge (2002). "Palladium – A review of exposure and effects to human health". International Journal of Hygiene and Environmental Health. **205** (6): 417–32. doi:10.1078/1438-4639-00180. PMID 12455264.
11. ^ Williamson, Alan. "Russian PGM Stocks" (PDF). The LBMA Precious Metals Conference 2003. The London Bullion Market Association. مؤرشف من الأصل (PDF) في 21 أكتوبر 2013. اطلع عليه بتاريخ 02 أكتوبر 2010.
12. ^ "Ford fears first loss in a decade". BBC News. 16 January 2002. مؤرشف من الأصل في 23 أبريل 2003. اطلع عليه بتاريخ 19 سبتمبر 2008.
13. ^ "Historical Palladium Prices and Price Chart". InvestmentMine. مؤرشف من الأصل في 29 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 27 يناير 2015.
14. ↑ أ ب "Platinum-Group Metals" (PDF). Mineral Commodity Summaries. المساح الجيولوجي الأمريكي. January 2007. مؤرشف من الأصل (PDF) في 09 يوليو 2017.
15. ^ Nat Rudarakanchana (2014-03-27). "Palladium Fund Launches In South Africa, As Russian Supply Fears Warm Prices". International Business Times. مؤرشف من الأصل في 29 يونيو 2018.
16. ^ Rosenfeld, Everett (2014-08-20). "The other commodity that's leaping on Ukraine war". CNBC. مؤرشف من الأصل في 29 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 29 يناير 2018.
17. ^ "Palladium Rally Is About More Than Just Autos". Bloomberg.com (باللغة الإنجليزية). 2017-08-30. مؤرشف من الأصل في 29 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 29 يناير 2018.
18. ^ "Don't Expect Palladium Prices To Plunge | OilPrice.com". OilPrice.com (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 29 يناير 2018. اطلع عليه بتاريخ 29 يناير 2018.
19. ^ "USGS Minerals Information: Mineral Commodity Summaries". minerals.usgs.gov (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 08 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 29 يناير 2018.
20. ^ "Norilsk Nickel» Group announces» preliminary consolidated production results for 4th quarter and full 2016, and production outl". Nornickel (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 29 يناير 2018. اطلع عليه بتاريخ 29 يناير 2018.
21. ^ "Platinum-Group Metals" (PDF). Mineral Yearbook 2007. المساح الجيولوجي الأمريكي. January 2007. مؤرشف من الأصل (PDF) في 09 يوليو 2017.
22. ^ Verryn, Sabine M. C.; Merkle, Roland K. W. (1994). "Compositional variation of cooperite, braggite, and vysotskite from the Bushveld Complex". Mineralogical Magazine. **58** (2): 223–234. Bibcode:1994MinM...58..223V. doi:10.1180/minmag.1994.058.391.05.
23. ^ Genkin, A. D.; Evstigneeva, T. L. (1986). "Associations of platinum- group minerals of the Norilsk copper-nickel sulfide ores". Economic Geology. **81** (5): 1203–1212. doi:10.2113/gsecongeo.81.5.1203.
24. ^ Mindat.org - Mines, Minerals and More نسخة محفوظة 21 ديسمبر 2018 على موقع واي باك مشين.
25. ^ Kolarik, Zdenek; Renard, Edouard V. (2003). "Recovery of Value Fission Platinoids from Spent Nuclear Fuel. Part I PART I: General Considerations and Basic Chemistry" (PDF). Platinum Metals Review. **47** (2): 74–87. مؤرشف من الأصل (PDF) في 24 سبتمبر 2015.
26. ^ Emsley, John (2011). Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements. Oxford University Press. صفحات 384, 387. ISBN 978-0-19-960563-7.
27. ^ Zereini, Fathi; Alt, Friedrich (2006). "Health Risk Potential of Palladium". Palladium emissions in the environment: analytical methods, environmental assessment and health effects. Springer Science & Business. صفحات 549–563. ISBN 978-3-540-29219-7. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
28. ^ Wataha, J. C.; Hanks, C. T. (1996). "Biological effects of palladium and risk of using palladium in dental casting alloys". Journal of Oral Rehabilitation. **23** (5): 309–20. doi:10.1111/j.1365-2842.1996.tb00858.x. PMID 8736443.
29. ^ Aberer, Werner; Holub, Henriette; Strohal, Robert; Slavicek, Rudolf (1993). "Palladium in dental alloys – the dermatologists' responsibility to warn?". Contact Dermatitis. **28** (3): 163–5. doi:10.1111/j.1600-0536.1993.tb03379.x. PMID 8462294.
30. ^ Wataha, John C.; Shor, Kavita (2010). "Palladium alloys for biomedical devices". Expert Review of Medical Devices. **7** (4): 489–501. doi:10.1586/erd.10.25. PMID 20583886.

- البلاديوم في طب الأسنان الترميمي
- أستخدمات البلاديوم

في كومنز صور وملفات عن: بالاديوم

ضبط استنادي	BNE: XX534044 · BNF: cb12144458t (data) · GND: 4173139-6 · LCCN: sh85097207 · NDL: 00569049
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-05-3 · ***ZVG number***: 8340 · ***HMDB ID***: HMDB0013670 · ***ECHA***: 100.028.286 · ***Beilstein Registry Number***: 4937491 · ***PubChem CID***: 23938 · ***ChEBI ID***: 33363 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID4064680 · ***CosIng number***: 86747 · ***IEDB Epitope ID***: 114072 · ***EC no.***: 231-115-6 · ***ChemSpider ID***: 22380 · ***UNII***: 5TWQ1V240M

فضة

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

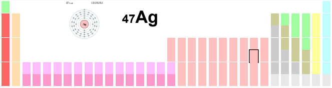
لمعانٍ أخرى، انظر فضة (توضيح).

الفضّة عنصر كيميائي رمزه **Ag** وعدده الذري 47، ويقع ضمن عناصر الفلزّات الانتقالية في الجدول الدوري وذلك في عناصر الدورة الخامسة والمجموعة الحادية عشرة. الفضّة ذات لون مميّز يقع بين الأبيض والرمادي، والذي ينسب لها فيقال لون فضّي؛ ولها خواص مميزة، فهي ذات أعلى قيمة بين الفلزّات من حيث الناقلية الكهربائية والحرارية وكذلك الانعكاسية.

توجد الفضّة في القشرة الأرضية إمّا على الشكل الحرّ العنصري الطبيعي، أو على شكل سبيكة مع الذهب، أو ضمن مكوّنات بعض المعادن مثل أرجنتيت وكلورارجيريت. يستحصل على معظم الفضّة كناتج ثانوي من عمليات تكرير وتنقية الفلزّات الأخرى مثل الذهب والنحاس والرصاص.

الفضّة من الفلزّات النفيسة وكذلك من فلزّات النقود، لذلك استعملت في سكّ النقود، وحدها أو مع الذهب أحياناً.[1] على الرغم من أنّها أكثر وفرةً في الطبيعة من الذهب، إلّا أنّ الوفرة على شكل فلز طبيعي قليلة.[2] للفضّة العديد من الاستخدامات، فبالإضافة إلى استخدامها في مجال الحليّ وسكّ النقود والاستثمارات المالية، فلها تطبيقات في مجال صناعة الألواح الشمسية وتنقية المياه والصناعات الإلكترونية والصناعات الكيميائية، بالإضافة إلى استخدامها في صناعة الفضّيات.

كادميوم ← **فضة** ← بالاديوم



المظهر

رمادي فلزي

الخواص العامة

الاسم، العدد، الرمز	فضة، 47، Ag
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	11، 5، d
الكتلة الذرية	107.8682 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; 4d^{10} 5s^{1}
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 18، 1 (صورة)

الخواص الفيزيائية

الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	10.49 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	9.320 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1234.93 ك، 961.78 °س، 1763.2 °ف
نقطة الغليان	2435 ك، 2162 °س، 3924 °ف
حرارة الانصهار	11.28 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	250.58 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.350 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

محتويات [أخف]

1 التاريخ
2 الوفرة الطبيعية
3 الإنتاج
3.1 التنقية
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 السبائك
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركّبات الكيميائية
6.1.1 الأكاسيد والكالكوجينيدات
6.1.2 الهاليدات
6.1.3 المركّبات اللاعضوية الأخرى
6.1.4 المركّبات التناسقية
6.1.5 المركّبات العضوية الفلزّية
7 الدور الحيوي

中文

بقية الوصلات: 183

عدل الوصلات

8 الدور الاقتصادي
8.1 الأسعار
9 الاستخدامات
9.1 الحليّ والمشغولات الفضيّة
9.2 الطبّ
9.3 صناعة الإلكترونيات
9.4 سبائك اللحام بالمونة
9.5 الصناعات الكيميائية
9.6 التصوير الضوئي
9.7 متفرّقات
10 في الحياة والثقافة العامّة
10.1 في الأديان
10.2 في الثقافة
10.3 في اللغة
11 المصادر
12 المراجع
12.1 باللغة العربية
12.2 بلغات أجنبية

التاريخ [عدل]

طبق من الفضّة يعود إلى القرن الرابع الميلادي

كانت الفضّة واحدةً من الفلزّات "العتيقة" التي اكتشفت وعرفها الإنسان منذ التاريخ القديم،[3] وأتاح وجود فلزّي الفضّة والذهب بالشكل الأصلي الحرّ في الطبيعة استخدامهما في المقايضات المالية بأشكالها البدائية؛[4] أو لمجرد أغراض الزينة.[5] ولكن بما أن للفضّة تفاعلية كيميائية أكبر من الذهب، لذلك كان العثور عليها بشكلها الحرّ صعباً في كثير من الأحيان،[4] بالتالي، وعلى سبيل المثال، كانت الفضّة أغلى من الذهب في مصر القديمة حتّى حوالي القرن الخامس عشر قبل الميلاد.[6] يعتقد أنّ المصريين القدماء كانوا قد تمكّنوا من فصل الذهب عن الفضّة في الخامات بتسخين الفلزّات مع الملح ثم باختزال كلوريد الفضّة الناتج إلى الفضّة مجدداً.[7]

تغيّر الوضع مع اكتشاف أسلوب البوتقة الحرارية، وهي تقنية مكّنت من استخراج الفضّة من خاماتها. عثر على أكوام من الخبث الناتج عن تعدين الفضّة بهذه الطريقة في آسيا الصغرى (هضبة الأناضول) وفي جزر بحر إيجة، وأشارت الدلائل أنّ تلك الفضّة كانت قد فصلت عن الرصاص منذ الألفية الرابعة قبل الميلاد.[8] كانت جزيرة سردينيا من المراكز المهمّة التي شهدت في العصر النحاسي أيضاً تعدين الفضّة فيها.[9] إلّا أنّ تلك الأساليب في التعدين كانت محدودة الانتشار نوعاً ما، واقتصرت ضمن المناطق الجغرافية قبل أن تتوسّع في وقت لاحق؛[6] إذ أنّ الاكتشافات الأثرية للفضّة في الهند والصين واليابان تعود في تاريخها إلى نفس الحقبة التاريخية تقريباً.[7]

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1283	1413	1575	1782	2055	2433

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**1**, 2, 3 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.93 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 731.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2070 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3361 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	144 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	145±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	172 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	15.87 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	429 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
انتشارية حرارية	174 مم²/ثا (300 كلفن)
التمدد الحراري	18.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل يونغ	83 غيغاباسكال
معامل القص	30 غيغاباسكال
معامل الحجم	100 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.37
صلادة موس	2.5
صلادة فيكرز	251 ميغاباسكال
صلادة برينل	24.5 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-22-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الفضة

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{105}Ag	مصطنع	41.2 يوم	ε	-	^{105}Pd
			γ	0.344، 0.280، 0.644، 0.443	-
^{106m}Ag	مصطنع	8.28 يوم	ε	-	^{106}Pd
			γ	0.511، 0.717، 1.045، 0.450	-

^{107}Ag	51.839%	^{107}Ag هو نظير مستقر وله 60 نيوترون			
^{108m}Ag	مصطنع	418 سنة	ε	-	^{108}Pd
			ا.ت	0.109	^{108}Ag
			γ	0.433، 0.614، 0.722	-
^{109}Ag	48.161%	^{109}Ag هو نظير مستقر وله 62 نيوترون			
^{111}Ag	مصطنع	7.45 d	β^-	1.036، 0.694	^{111}Cd
			γ	0.342	-

ع·ن·ت

عندما أتى الفينيقيون إلى شبه الجزيرة الإيبيرية وجدوا كمّيات كبيرة من الفضّة، إلى درجة أنّهم لم يستطيعوا حملها معهم كاملةً في سفنهم، حتّى أنّهم استعملوها لتثقيل مراسيهم بدلاً من الرصاص.[6] كانت النقود الفضّية في عصر الإغريق والرومان دعامةً للاقتصاد،[4] فالإغريق كانوا قد تمكّنوا من استخراج الفضّة من معدن الغالينا منذ القرن السابع قبل الميلاد،[6] كما يعزى صعود نجم مدينة أثينا جزئياً إلى استخراج الفضّة من مناجم لافريو القريبة منها، حيث كان يستخرج تقريباً حوالي 30 طنّ سنوياً بين سنتي 600 إلى 300 قبل الميلاد.[10] اعتمد استقرار العملة الرومانية بدرجة كبيرة على توافر سبائك الفضّة والتي كان مصدرها غالباً من إسبانيا، حتّى بلغ الإنتاج هناك ذروته في القرن التاسع الميلادي، وخاصّة في عهد شارلمان،[7] إذ جرى تدوير حوالي 10 آلاف طن من منتجات الفضّة في اقتصاد الإمبراطورية الرومانية.[11][12]

تعدين الفضّة ومعالجتها في كوتنا هورا في بوهيميا أواخر القرن الخامس عشر للميلاد.

كانت أوروبّا الوسطى والغربية مركزاً لإنتاج الفضّة في العصور الوسطى، إذ اكتشف عددٌ لا بأس به من المناجم خاصّة في منطقة جبال الخام وبوهيميا وساكسونيا والألزاس وغيرها. كانت خامات الفضّة في تلك المناطق غنيّة بالفضّة، وكان يسهل فصلها وصهرها، كما كان يعثر على الفضّة بشكلها العنصري في بعض الأحيان. مع مرور الوقت نضبت بعض المناجم من الفضّة، إلّا أنّ بعضها الآخر استمرّ بالإنتاج بطاقةٍ إنتاجية وصلت إلى حوالي 50 طن سنوياً حتّى انطلاق الثورة الصناعية في أوروبّا.[7] شهدت الحضارات الأخرى خلال تلك الفترة أيضاً تطوّراً في استخراج الفضّة ومعالجتها سواءً في مناطق الخلافة الإسلامية أو الهند أو الصين، كذلك الأمر في حضارات أمريكا الوسطى.[7][13] عثر على العديد من خامات الفضّة في القارّتين الأمريكيتين، ومع توسّع الاستعمار الإسباني ازداد إنتاج الفضّة، خاصّة في دول أمريكا الجنوبية،[7] مثل البيرو وبوليفيا وتشيلي، وكذلك في الأرجنتين، والتي يعود أصل تسميتها إلى الفضّة.[10] مع ازدياد الإنتاج انتعشت تجارة الفضّة في مختلف أرجاء العالم، سواءً غرباً وخاصة في إسبانيا، إذ لعبت الفضّة دوراً كبيراً في توطيد نفوذ الإمبراطورية الإسبانية؛[14] أو شرقاً،[15] وخاصّةً في الصين وشرقي آسيا.[16] توسّع إنتاج الفضّة في القرن التاسع عشر ليصل إلى دول العالم الجديد مثل الولايات المتحدة وكندا والمكسيك وأستراليا.[7]

منذ منتصف القرن التاسع عشر شهد السوق تطوّراً في إنتاج الفولاذ المقاوم للصدأ، والذي عمل بفضل خواصّه المميّزة وسعره المناسب بعد الحرب العالمية الأولى على إزاحة الفضّة من التطبيقات التقليدية لها مثل صناعة الأطباق وأدوات تناول الطعام. إلّا أنّ الفضّة وجدت لها تطبيقاً في التصوير الضوئي التقليدي منذ أوائل القرن العشرين، والذي ما لبث أن تراجع مجدّداً في نهايته مع التطوّر في التصوير الرقمي.

الوفرة الطبيعية [عدل]

عيّنة من معدن الأكانثيت عثر عليها في منجم في ولاية سونورا في المكسيك.

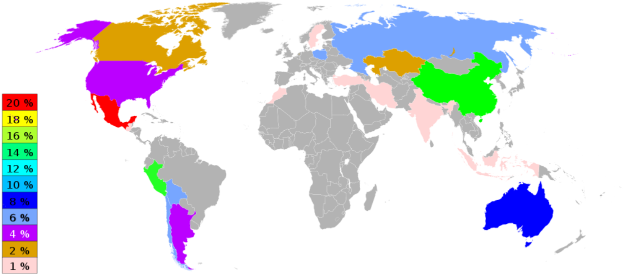
تبلغ الوفرة الطبيعية للفضّة في القشرة الأرضية حوالي 0.08 جزء في المليون (ppm)، وهي القيمة نفسها تقريباً لعنصر الزئبق؛ وبذلك تكون الفضّة أكثر وفرةً من الذهب بـ 20 مرّة، ولكن بالمقابل أقلّ وفرةً من النحاس بمقدار 700 مرّة.[17]

توجد الفضّة في بعض الأحيان على شكلها الطبيعي الأصلي على هيئة قطعٍ صغيرة أو صفيحاتٍ رقيقة أو على شكل حبال متشجّرة؛ إلّا أنّه غالباً ما توجد مرتبطةً مع عناصر أخرى في معادن مختلفة. ينتمي خام الفضّة إلى معادن الكبريتيدات في أغلب الأحيان، وذلك على شكل كبريتيد الفضة Ag_2S خاصّة في معدني الأكانثيت والأرجنتيت (نسبة الفضّة 87%) أو شترومايريت (نسبة الفضّة 53%). تحوي توضّعات الأرجنتيت في بعض الأحيان على قطعٍ من الفضّة الخالصة، خاصّة في الأوساط المختزلة؛ في حين أنّ التماس مع الماء المالح يحوّلها إلى كلورارجيريت (قرن الفضّة، AgCl)، وهو الشكل الذي يكثر وجوده في تشيلي وفي أستراليا.[18]

توجد الفضّة في أشكال معدنية أخرى، وذلك على شكل نكتيدات (مركّبات مجموعة النتروجين) أو كالكوجينيدات (مركّبات مجموعة الأكسجين)، وتكون تلك الأشكال المعدنية ذات مظهر لمّاع وخواص شبه موصلة. من خامات الفضّة النادرة معدن الارجينتم، الذي يحوي نسبة مرتفعة من الفضّة تصل إلى 99% مع نسبة متبقّية من الإثمد؛ وكذلك معدن ميارجيريت $AgSbS_2$ الحاوي على الكبريت بالإضافة إلى الإثمد. كما يكثر أن تشترك الفضّة في خاماتها مع عددٍ من العناصر الفلزّية الأخرى مثل النحاس أو النيكل أو الرصاص أو الزنك. إجمالياً هناك حوالي 167 معدن معروف يحوي الفضّة في تركيبه.[19]

من أكثر المناطق في العالم غنىً بخامات الفضّة كلّ من البيرو والمكسيك وبوليفيا والصين وتشيلي وأستراليا وبولونيا وصربيا.[8][20] بدأ تعدين

الفضّة في دول أمريكا الوسطى والجنوبية: المكسيك والبيرو وبوليفيا منذ أواسط القرن السادس عشر، ولا تزال تلك الدول حتى الآن من متصدّري إنتاج الفضّة في العالم.[21] كما عثر مؤخّراً في آسيا الوسطى وخاصّة في طاجيكستان على توضّعات لخامة الفضّة، والتي تعدّ من الأكبر من نوعها في العالم.[22] على العموم هناك حوالي 5500 موقع مسجل لخامة الفضّة في البيانات.[23]



الإنتاج العالمي من الفضّة سنة 2011

مخطط بياني لازدياد الطلب العالمي على الفضّة

الإنتاج [عدل]

كانت المكسيك سنة 2014 متصدّرة الدول المنتجة للفضّة بحوالي 5000 طن، وهو ما يعادل حوالي 19% من الإنتاج العالمي الذي يبلغ حوالي 27 ألف طن، تليها الصين (حوالي 4000 طن) ثم البيرو (حوالي 3700 طن).[24]

تعالج خامة الفضّة عندما تكون منفصلة بمحلول من سيانيد الصوديوم بوجود وفرة من أكسجين الهواء، وذلك بأسلوب مشابه لمعالجة خامات الذهب.

$$2\,\mathrm{Ag} + \mathrm{H_2O} + {}^{1}/_{2}\,\mathrm{O_2} + 4\,\mathrm{NaCN} \rightarrow 2\,\mathrm{Na[Ag(CN)_2]} + 2\,\mathrm{NaOH}$$
$$\mathrm{Ag_2S} + 4\,\mathrm{NaCN} \rightarrow 2\,\mathrm{Na[Ag(CN)_2]} + \mathrm{Na_2S}$$
$$\mathrm{AgCl} + 2\,\mathrm{NaCN} \rightarrow \mathrm{Na[Ag(CN)_2]} + \mathrm{NaCl}$$

يختزل المعقّد الناتج باستخدام الزنك للحصول على الفضّة.

$$2\,\mathrm{Na[Ag(CN)_2]} + \mathrm{Zn} \rightarrow \mathrm{Na_2[Zn(CN)_4]} + 2\,\mathrm{Ag}.$$

توجد الفضّة غالباً في خاماتها على شكل كبريتيد، وذلك إمّا بشكلٍ منفصل أو برفقة عددٍ من الفلزّات الأخرى مثل الرصاص في معدن غالينا (كبريتيد الرصاص) أو في معدن السيروسيت (كربونات الرصاص). بالتالي فإنّ أولى مراحل إنتاج الفضّة في تلك الحالات تتضمّن صهر الخامة ثم إجراء عملية البوتقة الحرارية، والتي تعود أصولها تاريخياً إلى العصور القديمة.[25] ينصهر الرصاص عند 327 °س، أمّا أكسيد الرصاص فينصهر عند 888 °س، في حين أنّ الفضّة تنصهر عند 960 °س. كي تفصل الفضّة عن ذلك المزيج تصهر السبيكة مرّة أخرى عند درجات حرارة مرتفعة تصل إلى 1000 °س ضمن وسط مؤكسد (غني بالأكسجين). يتأكسد الرصاص وفق هذه الشروط إلى أكسيد الرصاص الثنائي (يعرف باسم مرتك)، والذي لديه قدرة على انتزاع الأكسجين من الفلزّات الموجودة في الوسط. يسحب أكسيد الرصاص المنصهر من الوسط وفق مبدأ الخاصّية الشعرية إلى بطانة موقد الكانون.[26][27][28]

التنقية [عدل]

تنقى الفضّة أثناء عمليات التحليل الكهربائي للفلزّات المرافقة حيث يحصل عليها كناتج ثانوي مرتفع القيمة. فعلى سبيل المثال أثناء تنقية النحاس يترسّب على المهبط ضمن عمليات إنتاجه، في حين أن الفضّة المترافقة مع خامة النحاس تترسّب على المصعد. تؤخذ الفضّة وتنقّى من الشوائب بالمعالجة مع حمض الكبريتيك الممدّد والغنيّ بالأكسجين ثم بالتسخين مع الكلس أو صهارة السيليكا؛ ثم يجرى تنقيتها مرّة أخرى بالتحليل الكهربائي في محلول من النترات.[18]

في الوقت الحالي يقتصر إنتاج الفضّة في أغلب الأحيان بكونها ضمن المنتجات الثانوية لتنقية فلزّات النحاس أو الرصاص أو الزنك بواسطة التحليل الكهربائي؛ في حين أنّه في السابق كانت التنقية معتمدة على المعالجة الحرارية لصبّات الخامات الحاوية على الفضّة وفق "عملية باركس" (نسبة إلى ألكسندر باركس).[24] تعتمد عملية باركس على مبدأ اختلاف الانحلالية بين الفضّة والرصاص في الزنك في حالاتها المنصهرة.

النظائر [عدل]

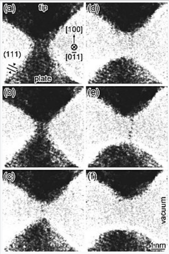
تتألّف الفضّة المتوفّرة طبيعياً من نظيرين مستقرين، هما فضّة-107 ^{107}Ag وفضّة-109 ^{109}Ag، وذلك بنسب متقاربة، وإن كانت زائدة بشكل طفيف (51.839%) للنظير الأخف ^{107}Ag. هذا التساوي بالوفرة الطبيعية بين نظيرين مستقرّين نادر الحدوث بين عناصر الجدول الدوري، ووفقاً لتوزّع نسب نظيري الفضّة فإنّ لها الوزن الذري 107.8682 وحدة كتل ذرية.[29][30]

هناك 28 نظير مشع معروف للفضّة، أكثرها استقراراً النظائر ^{105}Ag بعمر نصف مقداره 41.29 يوماً، ثم ^{111}Ag بعمر نصف مقداره 7.45 يوماً، ثم ^{112}Ag بعمر نصف مقداره 3.13 ساعة. للفضّة العديد من المصاوغات النووية، أكثرها استقراراً ^{108m}Ag (عمر نصف 418 سنة) و^{110m}Ag (عمر نصف 249.79 يوم) و^{106m}Ag (عمر نصف 8.28 يوم). أمّا باقي النظائر المشعّة فهي ذات أعمار نصف أقلّ من ساعة واحدة، ومعظمها أقلّ من ثلاث دقائق.[31]

تتراوح الكتل الذرية لنظائر الفضّة بين 92.950 (^{93}Ag) و129.950 (^{130}Ag).[32] يكون نمط الاضمحلال الرئيسي للنظائر ذات الكتل الذرّية الأقلّ من 107 وفق التقاط إلكترون ويكون ناتج الاضمحلال الرئيسي هو البالاديوم؛ في حين أنّ نمط الاضمحلال الرئيسي للنظائر ذات الكتل الذرّية الأعلى من 107 وفق اضمحلال بيتا ويكون ناتج الاضمحلال الرئيسي هو الكادميوم.[31]

ينتج كلا نظيري الفضّة في النجوم وفق عملية التقاط النيوترون البطيئة، وكذلك في المستعرات العظمى وفق عملية التقاط النيوترون السريعة.[33] يضمحلّ نظير البالاديوم ^{107}Pd إلى الفضّة-107 ^{107}Ag بعمر نصف 6.5 مليون سنة؛ بالتالي فإنّ النيازك الحديدية هي الأجسام الوحيدة الطبيعية التي تحوي نسبةً أعلى من البالاديوم بالنسبة للفضّة. جرى اكتشاف النظير ^{107}Ag ذي الأصل الإشعاعي لأوّل مرّة في نيزك سانتا كلارا سنة 1978؛[34] وعلى العموم تعكس نسب البالاديوم-107 إلى الفضّة-107 في الأجرام المنصهرة منذ تنامي النظام الشمسي وجود النويدات غير المستقرّة في المراحل الأولى لذلك النظام.[35]

الخواص الفيزيائية [عدل]



الفضّة من الفلزات شديدة الطواعية وذات قابلية عالية للسحب والتطريق، بحيث يمكن سحبها إلى سلك ثخانته ذرّة واحدة.[36]

الفضّة من الفلزّات المطواعة سهلة السحب والتطريق، وهي تنتمي إلى الفلزّات الانتقالية وكذلك إلى الفلزّات النبيلة. تتبلور الفضّة وفق نظام بلوري مكعّب مركزي الوجه، وذلك ضمن شبكة بلوريةذات عدد تناسقي مقداره 12، بشكل يكون فيه الإلكترون الخارجي غير متمركز.[37] ولكن على العكس من الفلزّات الانتقالية ذات المدار الفرعي d غير الممتلئ فإنّ الرابطة الفلزّية في الفضّة ينقصها سمات الرابطة التساهمية وهي ضعيفة نسبياً، وذلك يفسّر الصلادة المنخفضة نسبياً للفضّة، وكذلك ارتفاع قابلية السحب والتطريق لبلّورات الفضّة الأحادية.[38]

تتميّز سطوح الفضّة بلونها "الفضي" ذي اللمعة الفلزّية،[39] والتي يمكن صقلها إلى حد كبير.[40] وعلى العكس من الذهب والنحاس، فإنّ الطاقة اللازمة لإثارة وتهييج إلكترون من النطاق الممتلئ في المدار d إلى نطاق التوصيل s-p في الفضّة كبيرة بالشكل الكافي (حوالي 385 كيلوجول/مول) بحيث أنّها لا توافق حدوث امتصاص في الطيف المرئي ولكن في مجال طيف الأشعّة فوق البنفسجية، ولذلك فإنّ الفضّة ليست من الفلزّات الملوّنة.[39] لسطوح الفضّة المحمية انعكاسية بصرية أعلى من الألومنيوم عند أطوال موجة أكبر من 450 نانومتر؛[41] أمّا عند أطوال موجة أقصر من 450 نانومتر فانعكاسية الفضّة أقلّ من الألومنيوم، وتنخفض قيمتها إلى الصفر بالقرب من 310 نانومتر.[42]

تعود الناقلية الكهربائية والحرارية المرتفعة لعناصر المجموعة الحادية عشرة في الجدول الدوري (النحاس والفضّة والذهب) إلى وجود إلكترون وحيد في الغلاف الخارجي، والذي لا يتداخل مع الغلاف الداخلي d الممتلئ، ممّا يمنحه حركية إلكترونية مرتفعة على العكس من باقي فلزّات عناصر المستوى الفرعي d.[43] للفضّة أعلى ناقلية كهربائية من بين الفلزّات، وهي أعلى من قيمتها للنحاس؛ ولكن بسبب ارتفاع الثمن فإنّ استخدام الفضّة في مجال التمديدات الكهربائية يقتصر على أجهزة التطبيقات الخاصّة مثل هندسة الترددات الراديوية وخاصّة في الأجهزة ذات الترددات العالية جدّاً، إذ أنّ الفضّة مفضلة فيها بسبب خواص الناقلية المميّزة مثل التأثير الجلدي (وهي تيارات ذات كثافة مرتفعة على سطح الفلز). خلال الحرب العالمية الثانية قامت الولايات المتّحدة باستخدام حوالي 13500 طن من الفضّة في تجهيز المغانط الكهربائية اللازمة لعملية تخصيب اليورانيوم، وذلك بشكل رئيسي لعدم توفّر النحاس وقت الحرب حينئذٍ.[44][45][46] كذلك فإنّ للفضّة أخفض قيمة للمقاومة التلامسية بين الفلزّات.[8] بالمقابل، فإنّ للناقلية الحرارية للفضّة أعلى قيمة بين

الفلزّات، ولا يسبقها بين العناصر إلّا الهيليوم-4 فائق الميوعة.[8]

السبائك [عدل]

للفضّة قابلية مرتفعة لتشكيل سبائك مع أغلب عناصر الجدول الدوري. فعناصر المجموعات 1 إلى 3 ما عدا الهيدروجين والليثيوم والبيريليوم تمتزج بسهولة مع الفضّة في الحالة الجامدة وتشكّل مركّبات بين فلزية؛ في حين أنّ عناصر المجموعات 4 إلى 9 ضعيفة الامتزاج؛ وعناصر المجموعات بين 10 و14 (باستثناء البورون والكربون) ذات مخطّط أطوار Ag–M معقّد جداً وتشكّل مع الفضّة السبائك ذات الأهمية التجارية؛ أمّا باقي العناصر في الجدول الدوري فليست ذات مخطّط أطوار متّسق.

تقاس درجة النقاوة عادةً باستخدام النسبة الألفية، فسبيكة فضّة ذات نقاوة 94% يعبّر عنها أنّها ذات نقاوة 0.940 بالعادة. أكثر سبائك الفضّة أهميةً هي مع عنصري الذهب والنحاس، إذ تستخدم تلك السبائك في سكّ النقود المعدنية وفي صناعة التحف والمشغولات. تمتزج الفضّة بسهولة كبيرة مع النحاس، ويستخدم مزيجهما الأصهري في اللحام بالمونة تحت التفريغ، والذي تبلغ نسبته 71.9% فضّة و28.1% نحاس وزناً (60.1% فضّة و28.1% نحاس حسب عدد الذرّات).[47] من السبائك الثنائية المعروفة أيضاً فضّة-زنك، ويمكن اعتبار تلك السبائك ذات التركيز المنخفض من الزنك أنّها محلول جامد للزنك في الفضّة، إذ أنّ بنية الفضّة (نظام بلّوري مكعّب مركزي الوجوه) بالكاد تتأثّر بوجود الزنك، في حين أنّ الكثافة الإلكترونية تزداد مع إضافة الزنك. برفع تركيز الزنك بشكل أكبر تتحوّل البنية إلى نظام بلّوري مكعّب مركزي الجسم (كثافة إلكترونية 1.5)، ثمّ إلى نظام بلّوري مكعّب معقّد (كثافة إلكترونية 1.615)، ثمّ إلى نظام بلّوري سداسي ذي تعبئة متراصة (كثافة إلكترونية 1.75).[37] أمّا سبيكة فضّة-كادميوم فهي تقريباً عديمة الاستخدام بسبب السمّية المرتفعة للكادميوم.

لسبائك الفضّة المتشكّلة من ثلاثة عناصر أهمية عملية أكبر، فعلى سبيل المثال تستخدم سبيكة فضّة-قصدير-زئبق في تحضير الحشوات الملغمية في طب الأسنان؛ أمّا سبائك فضّة-ذهب-نحاس فذات أهمّية في صناعة الحليّ والتحف، ولها طيف واسع من القساوة والألوان الممكنة؛ في حين أنّ سبائك فضّة-نحاس-زنك ذات أهمية تطبيقية في سبائك اللحام بالمونة ذات الانصهار المنخفض؛ ولسبائك فضّة-كادميوم-إنديوم استخدام في المفاعلات النووية بسبب ارتفاع مقطع التصادم الذي يمكّنها من التقاط النيوترونات الحرارية، وبسبب ناقليتها الحرارية المرتفعة ومقاومتها للتآكل في الماء الساخن.[47]

الخواص الكيميائية [عدل]

تشابه الفضّة في خواصها عنصري الذهب والنحاس؛ فلذرّة الفضّة 47 إلكترون، والتي لها التوزيع الإلكتروني $[Kr]4d^{10}5s^1$ وذلك بشكل قريب من توزيع النحاس ($[Ar]3d^{10}4s^1$) والذهب ($[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$)، وبذلك تكون عناصر المجموعة الحادية عشرة في الجدول الدوري واحدة من المجموعات القلائل في المستوى الفرعي d ذات توزيع إلكتروني متناسق.[8] يؤدّي وجود إلكترون وحيد في الغلاف الإلكتروني الخارجي بعد غلاف إلكتروني d ممتلئ إلى خواص مميّزة لفلزّ الفضّة.[39]

الفضّة من العناصر غير النشيطة كيميائياً نسبياً؛ يعود ذلك الأمر إلى أنّ غلاف 4d الإلكتروني الممتلئ لا يقوم بالشكل الكافي بحجب قوّة التجاذب الكهربائية الساكنة (الإلكتروستاتيكية) بين النواة وبين الإلكترون في المدار 5s الخارجي، وبالتالي ذلك يفسّر ضعف النشاط الكيميائي للفضّة ووقوعها أسفل السلسلة الكهركيميائية ($E^0(Ag^+/Ag) = +0.799$ V).[39] من بين عناصر المجموعة 11 فإنّ للفضّة أقلّ طاقة تأيّن أولى، ممّا يعكس عدم استقرار المدار 5s، إلّا أنّ طاقات التأيّن الثانية والثالثة أعلى من النحاس والذهب، ممّا يعكس استقرار المدارات 4d في ذرّة الفضّة، كما يشير ذلك إلى أنّ كيمياء الفضّة تطغى عليها حالة الأكسدة +1 بشكل واضح، وذلك سواء في الحالة الصلبة أو في المحاليل المائية.[49]

حالات الأكسدة والهيئة الفراغية للفضّة في مركّباتها[48]

حالة الأكسدة	العدد التناسقي	الهيئة الفراغية	مثال على مركّب كيميائي
0 ($d^{10}s^1$)	3	مستوية	$Ag(CO)_3$
1 (d^{10})	2	خطّية	$[Ag(CN)_2]^-$
	3	مستوية مثلّثة	$AgI(PEt_2Ar)_2$
	4	رباعية السطوح	$[Ag(diars)_2]^+$
	6	ثمانية السطوح	AgF, AgCl, AgBr
2 (d^9)	4	مستوية مربّعة	$[Ag(py)_4]^{+2}$
3 (d^8)	4	مستوية مربّعة	$[AgF_4]^-$
	6	ثمانية السطوح	$[AgF_6]^{-3}$

لأغلب مركّبات الفضّة سمة تساهمية، وذلك بسبب صغر حجم الذرة نسبياً وبسبب ارتفاع طاقة التأيّن الأولى (730.8 كيلوجول/مول).[39] إضافةً إلى ذلك فإنّ كهرسلبية الفضّة وفق مقياس باولنغ تبلغ 1.93، وهي أعلى من الرصاص (1.87)، كما أنّ الألفة الإلكترونية للفضّة والتي يبلغ مقدارها 125.6 كيلوجول/مول أعلى من الهيدروجين (72.8 كيلوجول/مول) وليست بأقلّ كثيراً من التي للأكسجين (141.0 كيلوجول/مول).[50]

وفقاً لما ذكر من خواصٍ مميّزة للفضّة من امتلاء الغلاف الفرعي 4d ومن سيطرة حالة الأكسدة +1، فإنّ كلّ ذلك يجعل الفضّة بعيدة عن الخواص العامّة المميّزة للفلزّات الانتقالية التي على يسارها في الجدول الدوري (المجموعات من 4 إلى 10)؛ فالفضّة على عكسها لا تشكّل الكثير من المعقّدات العضوية الفلزّية المستقرّة، وأغلب معقّداتها ذات عدد تناسقي قليل، كما تكون حالة الأكسدة +1 مستقرّة في المعقّدات حتّى في غياب ربيطات مستقبلة لإلكترونات باي π؛[49] كما أنّ أكسيدها له صفة مذبذبة،[51] وهي قادرة على تشكيل مركّبات من نمط زنتل مثلما تفعل عناصر الفلزّات بعد الانتقالية.[52]

للفضّة كما للذهب ألفة كيميائية ضعيفة تجاه الأكسجين، وبشكلٍ أقلّ من النحاس، ولذلك فإنّه من المتوقّع أن تكون أكاسيد الفضّة غير ثابتة حرارياً؛ لذلك لا تتفاعل الفضّة مع أكسجين الهواء حتّى عند أعلى درجات الحرارة وأشدّها احمراراً، ولذلك تصنّف الفضّة مع الذهب منذ القدم من الفلزّات النبيلة. إلّا أنّ الفضّة مثلما النحاس تتفاعل مع الكبريت، فبوجوده تشوب الفضّة ويتشكّل كبريتيد الفضّة الأسود.

$$4\,Ag + 2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,Ag_2S + 2\,H_2O.$$

ولكن بالمقابل وعلى العكس من النحاس فإنّ الفضّة لا تتفاعل مع الهالوجينات باستثناء غاز الفلور النشيط جدّاً، حيث يتشكّل ثنائي فلوريد الفضّة. لا تؤثّر الأحماض غير الأكسجينية على الفضّة، إلّا أنّ الفضّة تنحلّ وتذوب فوراً في حمض الكبريتيك المركّز والساخن، وكذلك الأمر في حمض النتريك. كما تذوب الفضّة في المحاليل المائية للسيانيدات وخاصّة في وجود بيروكسيد الهيدروجين.[48]

تهاجم المؤكسدات القويّة مثل بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ فلزّ الفضّة، وتستخدم تلك الكيماويات في التصوير الضوئي من أجل تبييض صور الفضّة، محوّلةً إيّاها بوجود بروميد البوتاسيوم إلى بروميد الفضّة، والذي يمكن أن يثبّت باستخدام ثيوكبريتات أو لإظهار الألوان في الصورة الأصلية. تشكّل الفضّة معقّدات منحلّة عند وجود كمّية فائضة من أيونات السيانيد، وتستخدم تلك المعقّدات في الطلي الكهربائي بالفضّة.[53]

إنّ حالة الأكسدة الشائعة للفضّة هي +1، وهي أكثرها استقراراً وثباتية، كما هو الحال في نترات الفضّة $AgNO_3$ على سبيل المثال. توجد الفضّة في بعض الأحيان في حالة الأكسدة +2، كما هو الحال في مركّب ثنائي فلوريد الفضّة AgF_2، وتكون تلك المركّبات من المؤكسدات القويّة. نادراً ما توجد الفضّة بحالة الأكسدة +3، ويتطلّب وجودها توفّر مؤكسد قويّ جدّاً مثل غاز الفلور أو بيروكسي ثنائي الكبريتات. فعلى سبيل المثال لا يمكن الحصول على فلوريد الفضّة الثلاثية (ثلاثي فلوريد الفضّة) إلّا من التفاعل مع أقوى المؤكسدات مثل ثنائي فلوريد الكريبتون.[54] تكون مركّبات الفضّة الثلاثية غاية في قوّة الأكسدة مثما هو الحال في معقّد رباعي فلوروفضّات البوتاسيوم $KAgF_4$.[55]

المركّبات الكيميائية [عدل]

الأكاسيد والكالكوجينيدات [عدل]

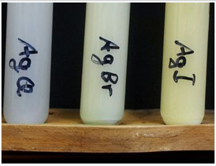
كبريتيد الفضّة الأحادية

يترسّب أكسيد الفضّة الأحادية Ag_2O من إضافة قلوي على أملاح الفضّة الأحادية المنحلّة؛ مع العلم أنّ مركّب هيدروكسيد الفضّة $AgOH$ لا يوجد إلّا على شكل محلول ولا يستحصل بالشكل الصلب، إذ سرعان ما يتفكّك تلقائياً إلى الأكسيد. يسهل اختزال أكسيد الفضّة إلى فلزّ الفضّة، كما أنّ التفكّك الحراري للأكسيد إلى الأكسجين والفضّة يحصل عند درجات حرارة حوالي 160°س.[56] من جهة أخرى يمكن أكسدة مركّبات الفضّة الأحادية عند استخدام مؤكسدات قويّة مثل بيروكسي ثنائي الكبريتات للحصول على الأكسيد AgO الأسود، وهو مزيج من أكسيد الفضّة الأحادية والثلاثية $Ag^{I}Ag^{III}O_2$. توجد هناك مزائج أكسيدية للفضّة ذات حالات أكسدة كسرية مثل أكسيد Ag_3O النادر، وهو مزيج من أكسيدي Ag_2O_3 وAg_3O_4.[56]

يتشكّل كبريتيد الفضّة Ag_2S فوراً من تفاعل الفضّة مع الكبريت، وهو المسبّب الرئيسي لاسوداد المشغولات الفضّية. يمكن لهذا المركّب أن يتشكّل أيضاً من تفاعل كبريتيد الهيدروجين مع الفضّة الفلزّية أو أيونات الفضّة Ag^+ في الأوساط المائية. توجد هناك كالكوجينيدات أخرى معروفة للفضّة مثل السيلينيدات والتيلوريدات.[56]

الهاليدات [عدل]

إنّ هاليدات الفضّة المعروفة هي للفضّة الأحادية، أمّا الفضّة الثنائية فلا تشكّل سوى ثنائي فلوريد الفضّة AgF_2 والذي يستحصل من التفاعل الحراري للفلور مع الفضّة. يستخدم هذا المركّب من ضمن العوامل المفلورة، إذ أنّه مستقرّ حرارياً ويستخدم لتحضير مركّبات الهيدروفلوروكربون.[57] لهاليدات الفضّة الأحادية الثلاثة الأولى وهي الفلوريد والكلوريد والبروميد البنية ذاتها المشابهة لبنية كلوريد الصوديوم، في حين أنّ ليوديد الفضّة ثلاث بنىً مستقرّة معروفة عند درجات حرارة مختلفة، تكون إحداها مشابهة لبنية السفاليريت المكعّبة.



هاليدات الفضّة من اليسار إلى اليمين: كلوريد الفضّة وبروميد الفضّة ويوديد الفضّة.

يمكن الحصول على هاليدات الفضّة من التفاعل المباشر للفلزّ مع الهالوجين الموافق.[57] كما يمكن الحصول على هاليدات الفضّة من تفاعل الهاليدات المختلفة مع أملاح الفضّة المنحلّة في تفاعل ترسيب، إذ أنّ جميع هاليدات الفضّة ذات انحلالية ضعيفة في الماء ما عدا فلوريد الفضّة. تزداد عدم انحلالية هاليدات الفضّة مع ازدياد نصف القطر الأيوني للهاليد، أي من أعلى مجموعة الهالوجينات إلى الأسفل، كما يتغيّر لون الراسب من كلوريد الفضّة الأبيض إلى يوديد الفضّة الأصفر، وتزداد أيضاً الصفة التساهمية للرابطة؛ وبالمقابل تتناقص الطاقة اللازمة لانتقال الشحنة فلزّ-ربيطة ($X^-Ag^+ \rightarrow XAg$).[57] يعود شذوذ فلوريد الفضّة في الانحلالية عن باقي الهاليدات إلى صغر نصف القطر الأيوني لأيون الفلوريد، لذلك فإنّ لفلوريد الفضّة الأحادية طاقة تذاوب معتبرة، ولذلك فإنّ للمركب انحلالية (ذوبانية) مرتفعة نسبياً، كما أنّه قادر على تشكيل هيدرات ثنائية ورباعية.[57]

تستخدم ضعف انحلالية هاليدات الفضّة بشكل واسع في الكيمياء الرطبة سواءً في التحليل الكمّي (التحليل الوزني أو المعايرة بالفضة) أو التحليل

النوعي (الكشف عن الفضّة).[29] كما أنّ لهاليدات الفضّة سمة أخرى وهي حساسيتها للضوء، خاصّةً بروميد ويوديد الفضّة اللذان يستخدمان في إظهار أفلام التصوير الضوئي التقليدي.[57] تتفكّك هذه المركّبات عند تعرّضها للضوء إلى الفضّة بشكلٍ غير عكسي، لأنّ ذرّات الفضّة المتحرّرة غالباً ما تكون حاويةً على عيب بلّوري أو موقع شائب في بنيتها البلّورية، بشكلٍ تكون فيه طاقة الإلكترونات منخفضة بالشكل الكافي ما يمنع قدرتها على تشكيل روابط.[58] يستطيع مركّب كلوريد الفضّة أن يشكّل معقّد منحلّ مع الأمونيا، بالتالي يمكن تمييزه عن باقي الهاليدات غير المنحلّة.

المركّبات اللاعضوية الأخرى [عدل]

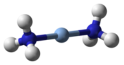
بلّورات نترات الفضّة

لبلّورات نترات الفضّة لون أبيض، وهي منحلّة في الماء، ويستخدم المركّب لتحضير الهاليدات بشكلٍ أساسي،[29] وهو أقلّ حساسيةً للضوء منها. كما له استخدامات أخرى في الاصطناع العضوي.[59] أمّا كبريتات الفضّة Ag_2SO4 فيحصل عليها من إذابة الفضّة في حمض الكبريتيك المركّز.

يسهل تحضير مركّب كربونات الفضّة Ag_2CO_3 ذي اللون الأصفر، وذلك من تفاعل المحاليل المائية من كربونات الصوديوم مع نترات الفضّة.[60] يستخدم مركّب كربونات الفضّة في الصناعة الإلكترونية الدقيقة، ويمكن اختزاله بالفورمالدهيد للحصول على الفضّة الخالية من الفلزّات القلوية.[61] تستخدم كربونات الفضّة من ضمن الكواشف الكيميائية في الاصطناع العضوي أيضاً، وذلك في عددٍ من التفاعلات مثل تفاعل كونغز-كنور، وفي تفاعل أكسدة فيتيزون الذي تستخدم فيه كربونات الفضّة على تراب المشطورات للحصول على اللاكتونات من الديولات.

من مركّبات الفضّة الأخرى ذات الحساسية المرتفعة كلّ من فلمينات الفضّة AgCNO، وهو مركّب حسّاس متفجّر للصدمة استخدم في كبسولات القدح سابقاً، ويستحصل من تفاعل الفضّة مع حمض النتريك بوجود الإيثانول. من المركّبات الخطرة الأخرى كلّ من أزيد الفضّة AgN_3 المستحصل من تفاعل نترات الفضّة مع أزيد الصوديوم؛[62] وكذلك أسيتيليد الفضّة Ag_2C_2 المستحصل من تفاعل الفضّة مع غاز الأسيتيلين في محلول من الأمونيا.[49]

المركّبات التناسقية [عدل]


بنية معقّد ثنائي أمين الفضّة الأحادية.

تشبه معقّدات الفضّة نظيراتها من معقّدات النحاس إلى حدٍ ما، وتعدّ المعقّدات التناسقية للفضّة الأحادية هي الأكثر شيوعاً من بين حالات الأكسدة المعروفة للفضّة. إنّ معقّدات الفضّة الثلاثية نادرة ويسهل اختزالها إلى حالات الأكسدة الأدنى الأكثر استقراراً، رغم أنّها أكثر استقراراً من معقّدات النحاس الثلاثي. على سبيل المثال، يمكن تحضير معقّدات ذات بنية مستوية مربّعة من البيريودات $[Ag(IO_5OH)_2]^{-5}$ والتيلورات $^{-5}$ $[Ag\{TeO_4(OH)_2\}_2]$ من أكسدة الفضّة الأحادية باستخدام بيروكسي ثنائي الكبريتات في وسطٍ قلوي. تلك المعقّدات المذكورة ذات استقرارية جيّدة نسبياً، بالمقابل فإنّ معقّد $[AgF_4]^-$ الأصفر أقلّ استقراراً، إذ سرعان ما يدخّن في الهواء الرطب كما يتفاعل مع الزجاج.[63]

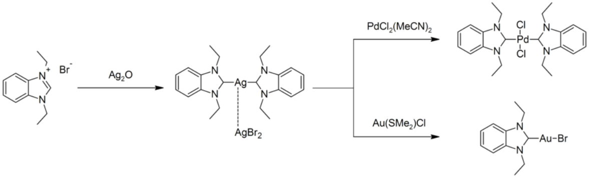
إنّ معقّدات الفضّة الثنائية أكثر شيوعاً من الثلاثية، وهي مثل نظيراتها من معقّدات النحاس الثنائي المساوية لها إلكترونياً ذات بنية جزيئية مستوية مربّعة وذات مغناطيسية مسايرة. يحصل على المعقّدات المائية من الفضّة الثنائية Ag^{+2} من أكسدة الفضّة الأحادية بالأوزون مثلاً، وتلك المعقّدات هي من المؤكسدات القويّة جدّاً حتّى في الأوساط الحمضية. من أجل الحصول على معقّدات الفضّة الثنائية مع البيريدين مثل $[Ag(py)_4]^{+2}$ أو ثنائي البيريدين $[Ag(bipy)_2]^{+2}$ تلزم الأكسدة بمؤكسد قويّ مثل بيروكسي ثنائي الكبريتات. تلك المعقّدات ثابتة لأنّ الأيونات المقابلة لا يمكنها اختزال الفضّة إلى حالة الأكسدة +1.[64] من معقّدات الفضّة الثنائية المعروفة أيضاً معقّد $[AgF_4]^{-2}$ وخاصّة المعقّد ذي اللون البنفسجي مع ملح الباريوم.

تعدّ حالة الأكسدة +1 في معقّدات الفضّة الأكثر شيوعاً من باقي حالات الأكسدة الأخرى. لكاتيون الفضّة الأحادية Ag^+ مغناطيسية مسايرة كما هو الحال مع النحاس الأحادي Cu^+ والذهب الأحادي Au^+، إذ أنّ جميعها ذات تشكيل إلكتروني مغلق الغلاف من غير وجود إلكترونات مفردة؛ وتلك المعقّدات غالباً ما تكون عديمة اللون. إنّ معقّد الفضّة الأحادية المائي رباعي التناسق ذا البنية رباعية السطوح $[Ag(H_2O)_4]^+$ من المعقّدات المعروفة، رغم أنّ البنية الجزيئية المعروفة لأغلب معقّدات الفضّة الأحادية هي البنية الخطّية. من المعقّدات المعروفة أيضاً معقّد ثنائي أمين الفضّة الأحادية $[Ag(NH_3)_2]^+$، والذي يتشكّل عند إضافة كمّية فائضة من الأمونيا إلى راسب كلوريد الفضّة؛ وكذلك المعقّدات المنحلّة من الفضّة الأحادية مع الثيوكبريتات $[Ag(S_2O_3)_2]^{-3}$، والتي تستخدم لإذابة أملاح الفضّة في عمليّات التصوير الضوئي؛ بالإضافة إلى معقّد الفضّة الأحادية مع السيانيد $[Ag(CN)_2]^-$. لا تستطيع الربيطات المتمخلبة أن تشكّل معقّدات خطّية مع الفضّة الأحادية، لذلك فإنّ بنية المعقّدات بينها وبين الفضّة الأحادية تكون ذات طبيعةٍ بوليميرية، مع وجود استثناءات مثل المعقّد مع ثنائي الفوسفان الأقرب للبنية رباعية السطوح.[65]

المركّبات العضوية الفلزّية [عدل]

لا تشكّل الفضّة في الشروط القياسية مركّبات عضوية فلزّية، وذلك بسبب ضعف الرابطة بين الفضّة والكربون Ag–C. رغم ذلك يمكن تحضير بعض من تلك المركّبات عند درجات حرارة منخفضة جدّاً تصل إلى 15-6 كلفن مثل ثلاثي كربونيل الفضّة $Ag(CO)_3$ وهو معقّد أخضر اللون له بنية مستوية ومغناطيسية مسايرة، والذي يشكّل ثنائي وحدات (ديمير) عند درجات حرارة بين 25-30 كلفن وذلك غالباً مع تشكيل رابطة من النمط Ag–Ag. إضافةً إلى معقّدات الكربونيلات فإنّ المعقّدات من النمط AgLX مع الألكينات والألكاينات (X تشير إلى الهاليد وL إلى الربيطة

الموافقة) معروفة، إلّا أنّ الروابط فيها ضعيفة حسب المعايير الديناميكية الحرارية، وذلك بالمقارنة مع معقّدات البلاتين على سبيل المثال، كما أنّها غير متناظرة بنيوياً؛ مع العلم أنّ معقّدات الألكينات أكثر استقراراً نسبياً من معقّدات الألكاينات.[66] وفي نفس السياق فإنّ معقّدات سيغما للفضّة الأحادية غير مستقرّة وسرعان ما تتفكّك كما هو الحال مع ميثيل الفضّة الأحادية الذي يتفكّك حرارياً عند - 50°س.[67] يمكن تثبيت الرابطة C–Ag بوجود ربيطات من نمط بيرفلوروألكان مثل $AgCF(CF_3)_2$.[68] من جهةٍ أخرى، يسهل تحضير معقّدات الفضّة الكربينية، وغالباً ما تستخدم لتحضير المعقّدات الأخرى باستبدال الربيطات سهلة الانفصام، كما هو موضح في المثال التالي:[69]



الدور الحيوي [عدل]

لا تعدّ الفضّة أو مركّباتها من المركّبات السامّة على العكس من الفلزّات الثقيلة الأخرى، وذلك لأنّها لا تمتصّ بشكلٍ كبير في جسم الإنسان عند ابتلاعها، وحتّى التي يمتصّ منها فإنّها غالباً ما تحوّل إلى مركّبات فضّة غير منحلّة أو تعقّد بواسطة بروتينات ميتالوثيونين. رغم ذلك فإنّ فلوريد الفضّة ونترات الفضّة هي مركّبات مخرّشة يمكنها إيذاء أنسجة الجلد، كما تسبّب التهابات معدية معوية وإسهال واضطرابات أخرى. وجد أنّ الحيوانات المحقونة بجرعات متكرّرة من أملاح الفضّة تصاب بفقر الدم والنمو البطيء كما تتماوت خلايا الكبد والكليتين. تختصر الأعراض الملازمة لأخذ جرعات من الفضّة على شكل معلّق أو لأملاحها باسم التسمّم بالفضّة.[70] عند امتصاص الفضّة أو مركّباتها بجرعات كبيرة في جهاز الدوران يصاب الجسم بحالة نادرة الحدوث تسمى التفضّض، حيث يصبح لون جلد الجسم أزرقاً رمادياً (فضيّاً) وفي مناطق العينين والأغشية المخاطية.[71] عادةً ما يتمّ الخلط بين الحالات المخفّفة من التفضّض وبين مرض الزرقة.[8][70]

لأيونات الفضّة مثل النحاس خواص مضادّة للجراثيم، وهي معروفة من القدم أن لها تأثير فعّال بالمقادير القليلة، وتلك الخاصيّة درسها العالم كارل نيغلي بشكلٍ مفصل. يعود هذا النشاط الحيوي لأيونات الفضّة بسبب تداخلها مع عمل الإنزيمات المسؤولة عن نقل الغذاء وبناء جدران الخلايا في البكتريا، بالإضافة إلى تعطيل تكاثرها؛[72] وما يميز استخدام الفضّة في هذا المجال أنّ الميكروبات لا تستطيع مقاومتها.[73][74] تعمل أيونات الفضّة على تثبيط استقلاب البكتريا حتّى بتراكيز ضئيلة تصل حتى إلى 0.01 ميليغرام على الليتر؛ ولا يحدث هذا التأثير بوجود الكبريت لأنّ كبريتيد الفضّة غير منحل.[70]

الدور الاقتصادي [عدل]

سبيكة خالصة من الفضّة وزنها 1000 أونصة

إنّ أقدم عملة معدنية مسبوكة كانت في مملكة ليديا في الأناضول حوالي 600 سنة قبل الميلاد؛[75] كانت تلك النقود مصنوعةً من الإلكتروم، وهي سبيكة طبيعية من الذهب والفضّة.[75] منذ ذلك الزمن كانت قاعدة الفضّة، والتي تشكّل معياراً اقتصادياً مبنياً على وزن ثابت من الفضّة، منتشرةً ومعروفةً في العالم. من النقود الفضّية المعروفة كلّ من الدراخما اليونانية القديمة،[76] والديناريوس الروماني،[77] وكذلك الدراهم الفضّية الإسلامية على اختلافها،[78] والتي كانت واسعة الانتشار في العصور الوسطى. من النقود الفضّية المعروفة أيضاً الروبية الهندية الفضّية من زمن سلطنة مغول الهند،[79] وكذلك الدولار الإسباني؛[80][81] وكذلك التالر النمساوي.[1]

تفاوتت النسبة بين كمّية الفضّة المستخدمة في النقد وبين التطبيقات الأخرى بشكلٍ كبير على مرّ العصور، إلّا أنّه على العموم يكثر استخدام الفضّة، كما الذهب، كملاذٍ آمنٍ للاستثمار، وخاصّة أوقات الحروب.[82] في الوقت الراهن، يوسم فلزّ الفضّة بالرمز XAG وفق معيار أيزو 4217 الدولي، وذلك كواحد من أربع فلزّات نفيسة بجانب البالاديوم والبلاتين والذهب.[83] تستخدم صبّات الفضّة من أجل سكّ النقود الفضّية، وذلك بقولبتها إلى السماكة المطلوبة ثم بمعالجتها حرارياً ثم تقطّع على شكل أقراص قبل أن تسك ويشكّل عليها تحزيزات العملة على مكابس خاصّة حديثة، بإمكان البعض منها سكّ حوالي 8000 عملة معدنية في الساعة.[82]

الأسعار [عدل]

وصل سعر كيلو الفضّة في مطلع سنة 2018 إلى 554 دولار أمريكي، وهو ما يوافق 17 دولار للأونصة الواحدة، وهي الوحدة التي يتعامل بها مع الفضّة والذهب، وهي تعادل 31.1034 غراماً.[84] يجرى تداول السعر في البورصات ويثبّت غالباً من البنوك الدولية، ولكنّ تثبيت السعر يتمّ مرّةً واحدة في اليوم، على العكس من الذهب الذي يثبّت مرّتين صباحاً ومساءً.

في أواخر سبعينات القرن العشرين حاول الأَخَوان "هانت" (نيلسون ووليام) الاستثمار في سوق الفضّة في محاولة الاستئثار بالسوق، فشهدت

أسعار الفضّة ارتفاعاً كبيراً وصل ذروته يوم السابع عشر من مارس/آذار سنة 1980 فيما يعرف باسم «خميس الفضة»؛ بعد ذلك انخفضت الأسعار وعادت إلى مستواها بعد تدخّل الحكومات، ممّا أدّى إلى خسارة ثروتهما.[85]

الاستخدامات [عدل]

الحليّ والمشغولات الفضّية [عدل]

طقم فضيّات يعود إلى الدوقية الروسية نيكولافنا

كما هو الحال مع الذهب فإنّ أكبر مجالات استخدام الفضّة بالإضافة إلى سكّ النقود هو في صناعة الحليّ وأغراض الزينة من الفضّيات عموماً، وفضّيات المائدة خصوصاً. هناك عددٌ من البلدان المتميّزة بالمشغولات الفضّية، من بينها اليمن، وخاصة في صناعة الحليّ والمشغولات التراثية.[2]

من الشائع طلي الأدوات والأغراض كهربائياً بالفضّة لأغراضٍ جمالية، مثلما هو الحال في الفلوت العرضي المستخدم في حفلات الأوركسترا حيث يطلى عادة بالفضّة الإسترلينية؛[86] كما يطلى الزجاج بالفضّة في المرايا وأغراض الزينة.[87] بما أن الفضّة طريّة نسبياً لذلك فإنّ الفضّة المستخدمة لأغراض الزينة غالباً ما تسبك مع فلزّات أخرى، وخاصّة النحاس، حيث تكون درجة النقاوة بالعادة 925/1000 أو 835/1000 أو 800/1000؛ كما تستخدم الفضّة أيضاً في تركيب مزيج يسمى نيلو، والذي يستخدم لزخرفة المشغولات المعدنية.

من العيوب المصاحبة لاستخدام الفضّة الخالصة في أغراض الزينة هو اسوداد السطح الذي يذهب اللمعان وذلك بسبب تشكّل كبريتيد الفضّة؛ يمكن تفادي الأمر بالسبك مع الفلزّات النفيسة الأخرى، إلّا أنّ ذلك يترافق مع ارتفاع السعر أيضاً؛ إذ أنّ السبك مع الفلزّات الوضيعة لا يحول دون حدوث تغيّر اللون والبريق. يمكن إعادة البريق إلى سطوح الفضّة بإجراء طلي كهربائي مجدّداً في أحواض لاختزال كبريتيد الفضّة أو بالمعالجة الميكانيكية.[86] يمكن إزالة اسوداد الفضّة أيضاً بتغليف القطع الفضية برقائق الألومنيوم وغمسها وتسخينها بشكل معتدل في محلول مائي أيوني (بإضافة ملح الطعام أو الصودا أو حمض الليمون مثلاً)؛[88] حيث يحدث تفاعل الاختزال التالي:

$$3Ag_2S + 2Al + 6H_2O \longrightarrow 6Ag + 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

الطبّ [عدل]

مقالة مفصلة: استخدام طبي للفضة

نظراً لخواص الفضّة المضادّة للبكتريا فإنّ المعدّات الطبية غالباً ما تطلى بها؛ فعلى سبيل المثال تستخدم الفضّة وسبائكها في صناعة أنابيب القسطر البولية وأنابيب القصبة الهوائية.[89][90] كما تحوي بعض الضمادات الطبّية على سلفاديازين الفضّة أو جسيمات نانوية من الفضّة لمعالجة حالات الإصابة أو الحروق السطحية.

في مجالات طبّية أخرى تستخدم الفضّة وسبائكها في صناعة الحشوات الملغمية في طبّ الأسنان؛[87] كما يستخدم فلوريد ثنائي أمين الفضّة في العلاج الموضعي لتسوس الأسنان والتخفيف من آلامها.[91]

صناعة الإلكترونيات [عدل]

عنصر الفضّة مهمٌ جدّاً في صناعة الإلكترونيات نظراً لخواصّه من حيث الموصلية الكهربائية الممتازة، لذلك استخدمت الفضّة سابقاً في صناعة الصمّامات المفرّغة وحالياً في صناعة الأجهزة شبه الموصلة والدارات الكهربائية ومكوّناتها.[92] على سبيل المثال، تدخل الفضّة في تركيب وصلات أجهزة توليد موجات التردّد العالي والعالي جدّاً، وخاصّة في دارات الرنّان المستحثّ والمكثّف؛ وكذلك في تركيب لوحة الدارات المطبوعة وهوائي تحديد الهويّة بموجات الراديو.[8][93]

سبائك اللحام بالمونة [عدل]

تستخدم سبائك الفضّة في اللحام بالمونة للمواد المعدنية، غالباً للمعدّات المصنوعة من الكوبالت أو النيكل أو سبائك النحاس وغيرها. غالباً ما تكون سبائك الفضّة مع النحاس هي المستخدمة في هذه العملية، ويمكن أن يضاف إليها عناصر أخرى مثل البالاديوم أو القصدير أو المنغنيز وذلك حسب مجال التطبيق. على العموم تعمل الفضّة على توفير المزيد من مزايا قابلية التشكيل ومقاومة التآكل أثناء العملية.[94]

الصناعات الكيميائية [عدل]

تعدّ الفضّة من المواد ذات الأهمية في صناعة المعدّات في بعض الصناعات الكيميائية،[95] وذلك اعتماداً على انخفاض النشاط الكيميائي وعلى سهولة التشكيل. فعلى سبيل المثال تصنع البواتق المستخدمة في احتواء المصهورات القلوية من سبيكة الفضّة مع نسبة منخفضة (0.15%) من النيكل. كما تدخل الفضّة مع النحاس في تركيب المعدّات التي تجرى فيها تفاعلات كيميائية مع الفلور.

تستخدم الفضّة أيضاً في الصناعات الكيميائية في مجال التحفيز، إذ تعدّ من الحفّازات الجيّدة، وخاصّةً في تفاعلات الأكسدة. من الأمثلة على ذلك الحفّاز الحاوي على نسبة 15% من الفضّة المحمّلة على الألومينا $\alpha\text{-}Al_2O_3$ أو السيليكات، والذي يستخدم من أجل أكسدة الإيثيلين إلى أكسيد الإيثيلين.[96] في تفاعل آخر تجرى عملية بلمهة (نزع ماء) من الميثانول لتشكيل الفورمالدهيد على شبكة من فلزّ الفضّة أو على بلّورات منه؛[97] وكذلك الأمر في تفاعل بلمهة إيزوبروبانول إلى الأسيتون. أمّا في تفاعلات الطور الغازي فتستخدم الفضّة كحفّاز في تحويل الغليكول إلى غليوكسال والإيثانول إلى أسيتالدهيد والأمينات إلى نتريلات.[95]

التصوير الضوئي [عدل]

سمحت الحساسية الضوئية لهاليدات الفضّة باستخدامها في عمليات التصوير الضوئي التقليدية، رغم تراجُع هذا التطبيق بشكلٍ كبير بسبب هيمنة المعالجة الرقمية في التصوير في الوقت الراهن. بلغ الطلب العالمي على الفضّة لعمليات التصوير الضوئي ذروته سنة 1999 وكان بمقدار حوالي 8300 طن؛ ثم شهد تقلّصاً كبيراً بعد ذلك بحوالي 70% في سنة 2013.[98]

كان المستحلب الحسّاس للضوء المستخدم سابقاً في التصوير الأبيض والأسود من بلّورات هاليدات الفضّة في الجيلاتين، وكان يمزج مع مكوّنات أخرى لتحسين الحساسية الضوئية والإظهار في عمليات تحميض الأفلام. تطلّب التصوير الضوئي بالألوان إضافة مكوّنات صباغ خاصّة، بحيث ترتبط الصورة الفضّية بالأبيض والأسود مع مكوّنات الصباغ المختلفة؛ بعد ذلك تغسل الصور الفضّية الأصلية (النيجاتيف) وتستعاد الفضّة ويعاد تدويرها. كلّ تلك العمليات كانت تنطلق من استخدام محلول نترات الفضّة.[99]

متفرَقات [عدل]

تحوي البعض من حلويات جنوب آسيا على طبقة من الفضّة على سطحها.

تستخدم الفضّة الخالصة في بعض المطابخ ضمن الإضافات الغذائية للزينة والتلوين، ولها رقم إي خاصّ بها وهو E174 في الاتحاد الأوروبّي.[100] فالبعض من أطباق الحلويات التقليدية في الهند والباكستان المسماة vark تكون مكسوّةً بطبقةٍ سطحية من الفضّة؛[101] وفي بعض الثقافات يستخدم ملبّس الفضّة في تزيين الحلويات.[102] تحوي بعض العدسات المتلوّنة بالضوء على هاليدات الفضّة، بحيث أنّ الضوء الساقط عليها يحرّر طبقةً رقيقةً سطحيةً من الفضّة تعتّم العدسات.

تستخدم مناخل من الزيوليت الحاوية على أيونات الفضّة لإزالة ملوحة مياه البحر في ظروف النجاة القاسية، إذ أنّ ملح كلوريد الفضّة يترسّب بالعملية. كما تستخدم الفضّة بسبب خواصها المضادّة للبكتريا في تطهير المياه، وبشكل مشابه يستخدم مستعلق الفضّة لتطهير حمّامات السباحة؛ إلّا أنّ هذه التطبيقات محدودة الانتشار بسبب ارتفاع الثمن ولوجود بدائل. تستخدم بلّورات دقيقة من يوديد الفضّة في الاستمطار، وذلك بسبب البنية البلّورية المشابهة لبلّورات الجليد، حيث يتكثّف بخار الماء في طبقات الجو العليا حول النوى المتبلورة ليوديد الفضّة، ومع ازدياد البخار المتكثّف لا يلبث أن يتحوّل لقطرات من المطر أو الثلج لتسقط للأسفل بفعل الجاذبية.[74]

في الحياة والثقافة العامّة [عدل]

في الأديان [عدل]

ورد ذكر الفضّة في العهد القديم في سياق وعظ إرميا لبني يهوذا.[6] كما ارتبطت الفضّة دينياً في الثقافة المسيحية بمصطلح «ثلاثون قطعة فضّية» للإشارة إلى أجر الخيانة وذلك في المقطع الوارد في إنجيل العهد الجديد عن الرشوة التي قبضها يهوذا الإسخريوطي للإيقاع بيسوع.[103] بالمقابل ورد ذكر الفضّة في القرآن ستّ مرات في أربع سور.[3] يبلغ نصاب الزكاة للفضّة مقدار 200 درهم، وهو ما يعادل 595 غراماً.[4]

في الثقافة [عدل]

كانت للفضّة حضور في الأساطير على اختلاف الثقافات. أورد الشاعر الإغريقي هسيودوس في عمله الأعمال والأيام ذكر عصور الإنسان المختلفة ونسبها إلى الفلزّات المعروفة في ذلك الزمن، ومن بينها الفضّة؛[104] ثم أعاد أوفيد لاحقاً سرداً مختلفاً للقصّة، واضعاً الفضّة في المرتبة الثانية بعد الذهب وقبل البرونز. ولا يزال هذا العرف مستخدماً إلى الوقت الحالي بوضع الفضّة درجة ثانية بعد الذهب، فمثلاً ينال الحائز على المرتبة الثانية في الألعاب الأولمبية على ميدالية فضّية، ويطبّق الأمر على الجوائز في المجالات المختلفة. بالمقابل تعدّ جائزة ورقة الغار الفضّية أعلى الجوائز الرياضية مرتبةً في ألمانيا، وتعطى للرياضيين أو الفرق الرياضية ذوي الإنجازات المتميّزة.

في فلكلور بعض الشعوب يرد ذكر الفضّة بكونها ذات قوىً سحرية، فعلى سبيل المثال يعتقد أنّ طلقة مصبوبة من الفضّة هي وحدها القادرة على مواجهة المستذئب أو المشعوذين أو أيّة وحوش أخرى.[105][106] ومن ذلك أتى مصطلح طلقة فضّية للإشارة إلى أيّ حلّ سهل ذي تأثير فعّال أو خارق؛ ويستخدم ذلك المصطلح أحياناً في الأدبيّات العلمية.[107]

اليوبيل الفضي احتفالية بمرور 25 سنة على مناسبة معيّنة؛ بالمقابل في المعنى السلبي تمثّل الفضّة كما الذهب الجشع في العديد من الثقافات المختلفة.[108]

في اللغة [عدل]

في اللغة العربية

من أسماء الفضّة في اللغة العربية: اللجين والصولج والورق؛ أمّا الصريف فهي الفضّة الخالصة.[5]

وورددت الفضّة كما الذهب في عددٍ من أبيات الشعر العربي، منها قول المتنبّي:[6]

فَمَضَتْ وقد صَبَغَ الحَياءُ بَياضَهَا لَوْني كَما صَبَغَ اللُّجَينَ العَسجَدُ

في اللغات الأجنبية

تظهر كلمة "silver" في اللغة الإنجليزية القديمة بتهجئات مختلفة مثل seolfor و siolfor؛ كما يظهر نمط مشابه في اللغات الجرمانية القديمة silabar و silbir؛ وتعود جميعها إلى الجذر *silubra- في اللغة الجرمانية البدائية.

يشتقّ الرمز الكيميائي **Ag** للفضّة من الكلمة اللاتينية argentum وذلك من من الجذر الهندي الأوروبي البدائي *h₂erǵ- بمعنى "أبيض" أو "لامع". لا يوجد ترابط بين التسمية في اللغات اللاتينية وبين اللغات الجرمانية أو البلطيقية السلافية؛ بالمقابل يوجد تشابه نوعاً ما بين اسم الفضّة في عائلتي اللغات المذكورتين، ويمكن أن يكون لهما نفس الجذر، فمثلاً الفضّة في الروسية серебро (تقرأ serebro) وفي البولندية srebro وفي اللغة الليتوانية sidabras. إلّا أنّ هذا الادّعاء غير مؤكّد، إذ اقترح بعض الباحثين أنّ الأصل يعود إلى الكلمة الأكّادية sarpu والتي تعطي معنى يدلّ على التنقية أو الصهر.[109][110]

المصادر [عدل]

- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. ISBN 0-08-037941-9.
- Weeks, Mary Elvira; Leichester, Henry M. (1968). *Discovery of the Elements*. Easton, PA: Journal of Chemical Education. ISBN 0-7661-3872-0. LCCN 68-15217.
- Andreas Brumby, Peter Braumann, Klaus Zimmermann, Francis Van Den Broeck, Thierry Vandevelde, Dan Goia, Hermann Renner, Günther Schlamp, Klaus Zimmermann, Wolfgang Weise, Peter Tews, Klaus Dermann, Alfons Knödler, Karl-Heinz Schröder, Bernd Kempf, Hans Martin Lüschow, Cartrin Peter, Rainer Schiele (2005), "Silver, Silver Compounds, and Silver Alloys", *موسوعة أولمان للكيمياء الصناعية*, فاينهايم: وايلي-في سي إتش, doi:10.1002/14356007.a24_107.pub2

المراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ "الفضّة". مجلة القافلة من أرامكو. مؤرشف من الأصل في 26 أغسطس 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.
2. ^ ابتسام عازم. "سفيرة الفضّة اليمنية". العربي الجديد. مؤرشف من الأصل في 9 فبراير 2020. اطلع عليه بتاريخ 2018.
3. ^ "المعادن في القرآن الكريم". IslamQT. مؤرشف من

5. ^ أحمد بن مصطفى الدمشقي اللبابيدي. "أسماء الفضّة في كتاب اللطائف في اللغة، معجم أسماء الأشياء". المكتبة الشاملة. مؤرشف من الأصل في 17 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.
6. ^ عبد الرحمن بن سعود بن ناصر الهواوي. "المتنبي معادن وأحجار وشعر". صحيفة الجزيرة. مؤرشف من الأصل في

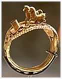
بلغات أجنبية [عدل]

1. ^ "BULLION VS. NUMISMATIC COINS: Difference between Bullion and Numismatic Coins". *www.providentmetals.com* (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 19 نوفمبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 17 ديسمبر 2017.
2. ^ "'World has 5 times more gold than silver' | Latest News & Updates at Daily News & Analysis". *dna* (باللغة الإنجليزية). 2009-03-03. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2018. اطلع عليه بتاريخ 17 ديسمبر 2017.

52. ^ Goodwin F, Guruswamy S, Kainer KU, Kammer C, Knabl W, Koethe A, Leichtfreid G, Schlamp G, Stickler R & Warlimont H 2005, 'Noble metals and noble metal alloys', in *Springer Handbook of Condensed Matter and Materials Data*, W Martienssen & H Warlimont (eds), Springer, Berlin, pp. 329–406, (ردمك 3-540-44376-2). p. 341
53. ^ Bjelkhagen, Hans I. (1995). *Silver-halide recording materials: for holography and their processing*. Springer. 156–166 صفحات.

3. ^ Weeks, p. 4 ISBN 3-540-58619-9.

في كومنز صور وملفات عن: فضة



فلزات نفيسة

ذهب | فضة | بلاتين

ع · ن · ت مجوهرات

ع · ن · ت الجدول الدوري

ع · ن · ت مركبات الفضة

ضبط استنادي	BNE: XX526371 · BNF: cb11959564p (data) · GND: 4133759-1 · LCCN: sh85122588 · NARA: 10641526 · NARA: 10641526 · NDL: 00562453
معرفات كيميائية	*E number*: E174 · *RTECS number*: VW3500000 · *ECHA*: 100.028.301 · *NDF-RT ID*: N0000148868 · *KEGG ID*: C06710 · *ChemSpider ID*: 22394 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4024305, DTXSID80161148 · *ZVG number*: 8350 · *ChEBI ID*: 9141 · *CosIng number*: 32836 · *CAS Number*: 7440-22-4 · *PubChem CID*: 23954 · *EC no.*: 231-131-3 · *NIOSH Pocket Guide ID*: 0557 · *UNII*: 3M4G523W1G

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة تصوير ضوئي
بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات · بوابة علم المواد · بوابة علم طبقات الأرض

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 23 سبتمبر 2018 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: فضة | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات نفيسة | معادن عناصر طبيعية | معادن مكعبية | مواد معدنية | موصلات كهربائية

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 12 مارس 2021، الساعة 15:42.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

Powered By MediaWiki · a WIKIMEDIA project

كادميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الكادميوم (بالإنجليزية: Cadmium)(أو **الغَرْيَن**،[2] رمزه الكيميائي العربي **غر**،من غَرِيَ به أي لَزِقَ به،[3] ذلك أنه فلزّ يستعمل لطلي الفلزات الأخرى لحمايتها من الصدأ) هو عنصر كيميائي له الرمز **Cd** والعدد الذري 48 في الجدول الدوري للعناصر.

اكُتشف الكادميوم عام 1817 من قبل فريدريك ستروميري (ألمانيا). أصل الاسم مشتق من الكلمة اللاتينية cadmia ومعناها كربونات الخارصين. أو مشتق من الكلمة اليونانية kadmeia ولها نفس المعنى السابق.الكادميوم عنصر فلزي لين قابل للسحب لونه أزرق يميل إلى البياض. الكادميوم يذوب في الأحماض ولا يذوب في القلويات. الكادميوم المغلي ينتج عنه أبخرة صفراء سامة. يمكن للكادميوم أن يسبب مشاكل صحية كثيرة. يحصل على الكادميوم كمنتج ثانوي من تنقية الخارصين. يستخدم الخارصين في عملة الطلاء الكهربائي لعدد من الفلزات الأخرى وفي صناعة البطاريات كما يدخل في صناعة المفاعلات النووية؛ نظرا لامتصاصه العالي للنيوترونات. كما تدخل مركباته في صناعة الأصباغ

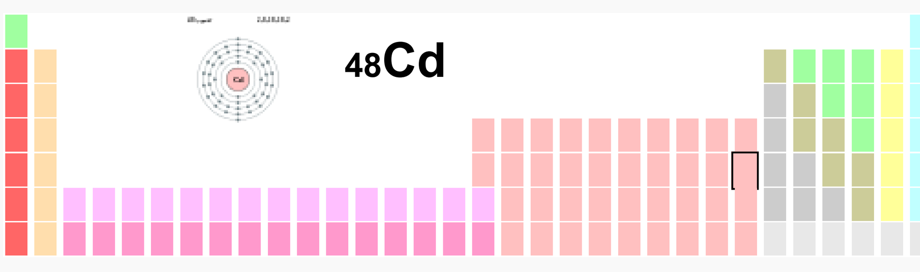
عنصر فلزي طري يوجد مع النحاس والزنك وخامات الذهب التي تستخدم في إشابات مضادة للتعب، والبطاريات وحماية المفاعلات الذرية واللحام.والعنصر سام وأملاحه كذلك، واستنشاق بخاره يسبب السحار وتغبر الرئة، وأكله، وحاوياته تسبب أعراضاً قوية في الأمعاء. يوجد في دخان السجائر والبقاي الصناعية والبلاستيك، والتعرض له يسبب السرطان وارتفاع ضغط الدم وتقليل فعالية إنزيمات معينة.الكادميوم يشكل خطراً مهنيًّا في العمليات الصناعية مثل تصفيح المعادن والأصباغ والبلاستيك والمركبات التركيبية الأخرى.وأهم طريق للتعرض للكادميوم هو التنشق. واستنشاق الدخان المحتوي على الكادميوم قد يؤدي إلى الالتهاب الرئوي، والوذمة الرئوية، ثم الوفاة.

ويشكل الكادميوم أيضاً تهديداً بيئياً. يسبب الكادميوم آثاراً سامة على الكلية والهيكل العظمي والجهاز التنفسي، ويصنف على أنه مسرطن بشري. وهو- عموماً - موجود في البيئة عند مستويات منخفضة، لكن النشاط البشري زاد من تلك المستويات إلى حد كبير.

يمكن للكادميوم أن ينتقل لمسافات بعيدة عن مصدر الانبعاث عن طريق الانتقال الجوي. وهو يتراكم بسهولة في العديد من الكائنات الحية؛ لاسيما الرخويات والقشريات. وتوجد تراكيز أقل في الخضراوات والحبوب والجذور النشوية.[4] ويتعرض الإنسان للكادميوم في البيئة نتيجة احتراق الوقود الطبيعي من المستحثات واحتراق فضلات البلديات.وتطور المجتماعات التي تستهلك المواد الملوثة بالكاديوم شذوذات كلوية بما فيها وجود البروتين في البول ووجود السكر في البول، ويعتبر الكادميوم مادة مسرطنة، ويمكن أن تسبب أنواعا متعددة من السرطانات. ولأنه يشبه الزنك في الجدول الدوري، فإنه يحل محل الزنك والكالسيوم والماغنيسوم وهو أكثر نشاطاً منها.

عدده الذري 48، ووزنه الذري 112.411. سمي نسبة إلى قدموس المعلم الفينيقي في اليونان القديمة. وأول من اكتشفه العالم الألماني فريدريش سترومايرعام 1817.

إنديوم ← **كادميوم** ← فضة



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كادميوم، 48، Cd
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	12، 5، d
الكتلة الذرية	112.411 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^2$ $4d^{10}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.65 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.996 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	594.22 ك، 321.07 °س، 609.93 °ف
نقطة الغليان	1040 ك، 767 °س، 1413 °ف
حرارة الانصهار	6.21 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	99.87 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.020 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	530	583	654	745	867	1040

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**, 1 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.69 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 867.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1631.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3616 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	151 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	144±9 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	158 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	(22 °C) 72.7 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	96.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	30.8 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2310 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	50 غيغاباسكال
معامل القص	19 غيغاباسكال
معامل الحجم	42 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.30
صلادة موس	2.0
صلادة برينل	203 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-43-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الكادميوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{106}Cd	1.25%	>9.5×10^{17} سنة	εε2ν	-	^{106}Pd
^{107}Cd	مصطنع	6.5 ساعة	ε	1.417	^{107}Ag
^{108}Cd	0.89%	>6.7×10^{17} سنة	εε2ν	-	^{108}Pd
^{109}Cd	مصطنع	462.6 يوم	ε	0.214	^{109}Ag
^{110}Cd	12.49%	^{110}Cd هو نظير مستقر وله 62 نيوترون			
^{111}Cd	12.8%	^{111}Cd هو نظير مستقر وله 63 نيوترون			
^{112}Cd	24.13%	^{112}Cd هو نظير مستقر وله 64 نيوترون			
^{113}Cd	12.22%	7.7×10^{15} سنة	$β^-$	0.316	^{113}In
^{113m}Cd	مصطنع	14.1 سنة	$β^-$	0.580	^{113}In
			ا.ت	0.264	^{113}Cd
^{114}Cd	28.73%	>9.3×10^{17} سنة	ββ2ν	-	^{114}Sn
^{115}Cd	مصطنع	53.46 ساعة	$β^-$	1.446	^{115}In
^{116}Cd	7.49%	2.9×10^{19} سنة	ββ2ν	-	^{116}Sn

ع·ن·ت

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ العناصر الكيميائية: فكرة تصنيفها الدوري. مجلة الفيصل العلمية، المجلد 3 ، العدد 1، ربيع الآخر \ جمادى الآخرة 1426 هـ، مايو \ يوليو 2005. الصفحات 16 - 25. نسخة محفوظة 15 ديسمبر 2019 على موقع واي باك مشين.
3. ^ ابن منظور، لسان العرب، مادة (غرا).
4. ^ "الكادميوم". *منظمة الصحة العالمية*. مؤرشف من الأصل في 07 أكتوبر 2018.

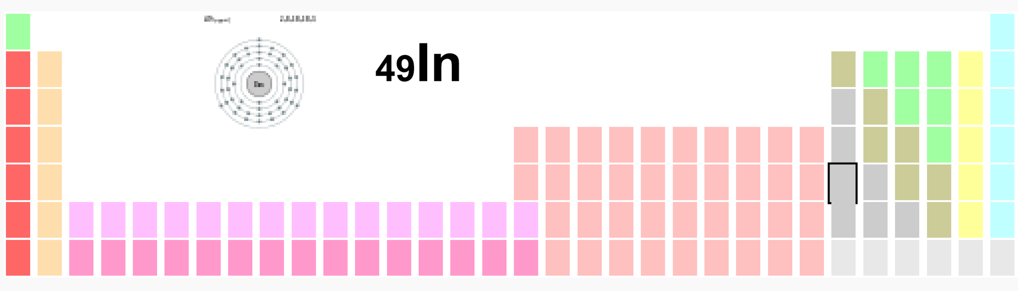
إنديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر إنديوم (توضيح).

الإنديوم Indium عنصر كيميائي له الرمز الكيميائي In العدد الذري 49 في الجدول الدوري.[2][3][4]

قصدير ← **إنديوم** ← كادميوم



المظهر

رمادي فلزي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إنديوم، 49، In
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 5، p
الكتلة الذرية	114.818 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.31 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.02 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	429.7485 ك، 156.5985 °س، 313.8773 °ف
نقطة الغليان	2345 ك، 2072 °س، 3762 °ف
حرارة الانصهار	3.281 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	231.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.74 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1196	1325	1485	1690	1962	2340

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2, 1 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.78 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 558.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1820.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2704 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	167 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	142±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	193 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري رباعي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	83.7 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	81.8 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	32.1 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	1215 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	11 غيغاباسكال
صلادة موس	1.2
صلادة برينل	8.83 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-74-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإنديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{113}In	4.3%	^{113}In هو نظير مستقر وله 64 نيوترون			
^{115}In	95.7%	4.41×10^{14} سنة	$β^-$	0.495	^{115}Sn

ع • ن • ت

محتويات [أخف]

الأكتشاف [عدل]

الإنديوم اكتشفت من قبل الرايخ فرديناند ريتش و هيرونيموس ثيودور ريتشتر في عام 1863 في ألمانيا

اصل الأسم [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة indicum و معناها لون نيلي وهو اللون الذي يظهر في السبكتروسكوب و **الإنديوم** هو عنصر فلزي نادر ولين جدا وفضي اللون، وهو مستقر في الهواء و الماء ، وهو يذوب في الحموض . و يوجد الإنديوم في بعض خامات الخارصين ، و يستعمل في تغطية الموصلات ذات السرعات العالية وكذلك كسبيكة تخفض من درجة انصهار بعض الفلزات الأخرى . الكميات القليلة منه تستعمل في صناعة معدات الأسنان و كذلك في أشباه الموصلات .

المصادر [عدل]

http://uqu.edu.sa/page/ar/53354[وصلة مكسورة]

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن إنديوم على موقع mor.nlm.nih.gov". mor.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2019.
3. ^ "معلومات عن إنديوم على موقع vocab.getty.edu". vocab.getty.edu. مؤرشف من الأصل في 8 أبريل 2020.
4. ^ "معلومات عن إنديوم على موقع id.ndl.go.jp". id.ndl.go.jp. مؤرشف من الأصل في 8 أبريل 2020.

في كومنز صور وملفات عن: إنديوم

ع • ن • ت	الجدول الدوري	<
ضبط استنادي	BNF: cb12276862f (data) · GND: 4161516-5 · LCCN: sh85065672 · NDL: 00564200	
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-74-6 · ***RTECS number***: NL1050000 · ***ECHA***: 100.028.345 · ***ZVG number***: 8370 · ***PubChem CID***: 5359967 · ***ChEBI ID***: 30430 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID8052485 · ***ChemSpider ID***: 4514408 · ***EC no.***: 231-180-0 · ***Gmelin number***: 16297 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0341 · ***UNII***: 045A6V3VFX	

بوابة علم طبقات الأرض — بوابة العناصر الكيميائية
بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات — بوابة الكيمياء

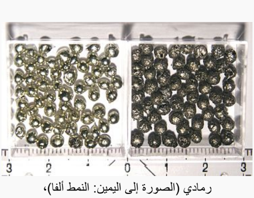
هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: إنديوم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | مركبات الإنديوم | معادن عناصر طبيعية

قصدير

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

إثمد ← قصدير ← إنديوم	
^{50}Sn	Ge ↑ Sn ↓ Pb
المظهر	



رمادي (الصورة إلى اليمين: النمط ألفا)، أو أبيض فضي (الصورة إلى اليسار: النمط بيتا)

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	قصدير، 50، Sn
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 5، p
الكتلة الذرية	118.710 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 18، 4 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
اللون	عديم اللون
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(أبيض؛ بيتا) 7.265 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(رمادي؛ ألفا) 5.769 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.99 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	505.08 ك، 231.93 °س
نقطة الغليان	2,875 ك، 2,602 °س
حرارة الانصهار	(أبيض) 7.03 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(أبيض) 296.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	(أبيض) 27.112 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1497	1657	1855	2107	2438	2893

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**، 2، -4 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.96 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 708.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1411.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2943.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	140 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	139±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	217 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري رباعي (أبيض) بنية الألماس المكعبة (رمادي)
المغناطيسية	(رمادي)مغناطيسية معاكسة[1] (أبيض) مغناطيسية مسايرة
الناقلية الحرارية	66.8 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	22.0 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت	2730 متر/ثانية
معامل يونغ	50 غيغاباسكال
معامل القص	18 غيغاباسكال
معامل الحجم	58 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.36
صلادة موس	1.5
صلادة برينل	51 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-31-5
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر القصدير

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{112}Sn	0.97%	^{112}Sn هو نظير مستقر وله 62 نيوترون			
^{114}Sn	0.66%	^{114}Sn هو نظير مستقر وله 64 نيوترون			
^{115}Sn	0.34%	^{115}Sn هو نظير مستقر وله 65 نيوترون			
^{116}Sn	14.54%	^{116}Sn هو نظير مستقر وله 66 نيوترون			
^{117}Sn	7.68%	^{117}Sn هو نظير مستقر وله 67 نيوترون			
^{118}Sn	24.22%	^{118}Sn هو نظير مستقر وله 68 نيوترون			
^{119}Sn	8.59%	^{119}Sn هو نظير مستقر وله 69 نيوترون			
^{120}Sn	32.58%	^{120}Sn هو نظير مستقر وله 70 نيوترون			
^{122}Sn	4.63%	^{122}Sn هو نظير مستقر وله 72 نيوترون			
^{124}Sn	5.79%	^{124}Sn هو نظير مستقر وله 74 نيوترون			
^{126}Sn	نادر	2.3×10^5 سنة	β^-	0.380	^{126}Sb

ع·ن·ت

القَصْدِير هو عنصر كيميائي له الرمز **Sn** والعدد الذرّي 50؛ ويقع في الجدول الدوري في مجموعة الكربون (مجموعة العناصر الرابعة عشرة؛ أو المجموعة الرابعة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية)، ويُصنَّف من الفلزات بعد الانتقالية. يتواجد بالطَّبيعة في الحالة الصّلبة، ويتشابه كيميائياً مع العنصرين المجاورَيْن لهُ في مجموعته، وهما الرصاص والجرمانيوم. يُستخلَص معظم القصدير الذي يستهلكه الإنسانُ من معدن الكاسيتريت، وذلك لاحتوائه على مُركَّب ثنائي أكسيد القصدير الذي يسهلُ فصلُ القصدير عنه. يحتل القصدير المرتبة التاسعة والأربعين من حيثُ وفرة انتشاره في قشرة الأرض، وبما أنَّ لهُ عشرة نظائر كيميائيَّة مستقرَّة بها أعدادٌ متفاوتة من النيوترونات، فهو يُعَدّ العنصر الذي يحظى بأكبر عددٍ من النظائر من بين جميع العناصر الكيميائية، وذلك بفضل العدد السحريّ لبروتوناته. ثمَّة هيئتان مختلفتان للقصدير في درجة حرارة الغرفة، الأولى منهما هي الهيئة المُسمَّاة بيتّا، حيث يكونُ عبارةً عن معدنٍ مرنٍ ذي لونٍ فضيّ، وأمّا الثانية (التي تتكوَّنُ في درجات الحرارة المنخفضة) فهي الهيئة ألفا، والتي يكتسبُ فيها القصدير لوناً رماديًّا ويصبح أقلَّ كثافةً، كما يتغيَّرُ فيها بناؤه الجزيئيّ. ومن سمات القصدير في هيئته المعدنيَّة - بيتّا - أنَّه لا يتأكسَدُ بسهولة.

كانت أوّل سبيكة يدخلُ في صنعها القصدير بالعالم القديم هي البرونز، إذ بدأ الإنسان بصناعة هذا المعدن من خليطٍ من النحاس والقصدير منذ ثلاث آلاف سنة قبل الميلاد. ومنذ عام 600 قبل الميلاد فصاعداً أصبحَ البشرُ قادرين على إنتاج القصدير بصورته الخام. كما شاعت منذ العصر البرونزي وحتى القرن العشرين صناعة الأواني المنزلية من سبيكةٍ أخرى تُسمَّى البُويْتَر، والتي تتألَّفُ بنسبة 85 إلى 90% من القصدير (بينما الباقي من النحاس والرصاص والإثمد). وأمّا في الزمن الحاضرِ، فإنَّ القصدير يدخلُ في صناعة الكثير من السَّبائك، من أهمّها سبيكة لحام القصدير (السولدر)، التي تتألَّفُ عادةً بنسبة 60% على الأقلّ من القصدير وأيضاً من الرَّصاص. ومن أهمِّ التطبيقات الصناعية لهذا العنصر هي عمليَّة القَصْدَرَة، التي يُغطَّى فيها الصلب بطبقةٍ رقيقةٍ من القصدير ليُصبحَ مقاوماً للتآكل. وتعتبر مركَّبات القصدير غير العضويَّة آمنةً للإنسان وغير سامَّة، ولهذا السَّبب فقد كانت الأغطية القصديريَّة تستخدمُ في تغليف الأطعمة وتخزينها داخل علب الصَّفيح، حيثُ تكونُ معظم العبوة مصنوعةً من الفولاذ أو الألومنيوم، ولكنَّها مُغطَّاة بطبقةٍ قصديرية. إلّا أنَّ العلماء وجدوا أنَّ التعرّض الزائد عن اللّزوم للمواد المُصنَّعة من القصدير قد يؤثّر على صحة الإنسان، حيثُ يؤدّي إلى صعوباتٍ في امتصاص العناصر الغذائية مثل النحاس والزنك. إضافةً إلى ذلك، فإنَّ مزجَ القصدير مع مُركَّباتٍ عضويَّة (هيدروكربونية) قد يجعلهُ شديدَ السُمِّيَّة، بل وقاتلاً للإنسان مثل السيانيد.

محتويات [أخف]

تأثيل [عدل]

اسمه بالعربية القَصْدِيْر أو **الرصاص القلعي** (أي "شديد البياض"[2]) حسب ابن البيطار، وهو عالم نبات وصيدلي عاش في الأندلس، والذي يصفهُ بأنّه ضربٌ من ضربين للرصاص (إذ يرى أن الآخر هو الزنك أو الرصاص الأسود).[3] (بالإنجليزية: Stannum) وبحسب معجم الدوحة التاريخي فإنَّ أوّل ذكرٍ للكلمة في اللغة العربية جاء في عام 114 هـ أو 732م.[4]

والكلمة اللاتينية للقصدير هي «*stannum*»، وكان معناها تاريخياً سبيكة من خليط الفضّة والرصاص، واكتسبت معنى القصدير في القرن الرابع الميلادي،[5] وأمّا قبل ذلك فسُمّي القصدير بـ"الرصاص الأبيض" (باللاتينية: *plumbum candidum*)،[6] وهو نفس معنى مصطلح "الرصاص القلعي" بالعربية بحسب ما اقتُبِسَ عن ابن البيطار أعلاه. ولكلمة القصدير باللاتينية نفسُ جذر الكلمة باللغات الرومنسية الحديثة (مثل الفرنسية والإيطالية) والكلتية كذلك،[6][7] على أنّ تاريخ الجذر نفسهُ غير معروف فربّما يعود إلى لغة هندو أوروبية قديمة.[8] وأمّا في اللغات الجرمانية (وأشهرها الإنكليزية "*tin*" والألمانية "*Zinn*") فإنَّ الجذرَ هنا مختلف، ولعلَّه نشأ من الجرمانية البدائية.[9][10] وقد ورد في *لسان العرب* تحت مادة "الآنُك" (الأُسْرُبُ وهو الرَّصاصُ القَلْعِيُّ، وقال كراع: هو *القزدير*).

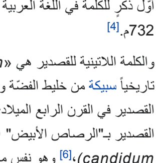
التاريخ [عدل]

نصلٌ من البرونز لخنجر الديرك المعروف بقيمته في المراسم الاحتفالية، وهو مكتشفٌ في فرنسا ويعود إلى ما بين عامي 1,500 إلى 1,300 قبل الميلاد.

بدأ استعمال القصدير في العالم منذ بدء العصر البرونزي في نحو عام 3,000 قبل الميلاد، إذ لاحظ البعضُ أنّ النحاس المُصنَّع من خام متعدد المعادن (أي فيه أنواع عدة من المعادن) لهُ خصائص فيزيائية متفرّدة،[11] ولو أنّ أولى المُصنَّعات القصديرية احتوت نسبةً من القصدير أو الزرنيخ لا تتجاوزُ 2%، لذا يُظَنُّ أنّها سُبِكَت عَرَضاً من خامٍ نحاسيٍّ غيرِ نقيّ، وليس بقصد سبكِ القصدير.[12] ويكتسبُ النحاس مزايا عدّة من خلطهِ بمعدنٍ ثانٍ مثل القصدير، ومن ذلك أن تزداد صلابته وتنخفض درجة انصهاره وتتحسن صبّته لأن صهارتهُ تُمسي أكثر ميوعةً وتتصلَّبُ إلى معدنٍ كثيف مُركَّز،[12] ولذا ساعدَ ابتكارُ القصدير على صبِّه في صورٍ وأشكالٍ مُعقَّدة منذ العصر البرونزي. اكتُشِفَت أولى المُصنَّعات من خليط البرونز والزرنيخ في منطقة الشرق الأدنى، وهي بلادٌ تكثرُ فيها خامات النحاس (وهو من مكوّنات البرونز) المختلطة بالزرنيخ، لكن صانعيها أدركوا بسرعة خطورة التسمّم بالزرنيخ، فأخذوا يبحثون عن مصادر آمنة لخام القصدير.[13] ونجح القدماء في سباكة القصدير النقي نحو عام 600 قبل الميلاد.[14]

من الغالب على الظنّ أنّ مصدر القصدير في العصور القديمة كان من معدن الكاسيتريت (SnO_2 ثنائي أكسيد القصدير)، وكانت لهُ مصادر أخرى أكثر نُدرة، منها كبريتيدات (مثل الستانيت) والتي يصعبُ صهرها. ويشيعُ أن يتراكم الكاسيتريت في قنوات الطمي فتُكوّن رواسب مكيثة لأنها أقسى وأثقلُ وأمنعُ للتفاعل الكيميائي من الجرانيت المحيطِ بها،[12] ويتّسم الكاسيتريت بلونٍ أسود أو لونٍ قاتم، لذا من السهل رؤيته على ضفاف الأنهار. ويحدثُ أن يساهم البشر بجمع أو تفريق هذه الرواسب المكيثة عرضاً بطريقة تشبهُ "غسل الذهب" (وهي وسيلة تقليدية للتنقيب عن الذهب بتصفيته في وعاء).[15]

الوفرة الطبيعية [عدل]



عيّنة من معدن الكاسيتريت، وهو المصدر الخام الأشيع للقصدير.

ينشأ القصدير الطبيعي من التفاعلات الكيميائية في مراكز النجوم الصغيرة ومتوسّطة الحجم (ولها ما بين 0.6 إلى 10 أضعاف كتلة الشمس)، وذلك بعملية التقاط النيوترون البطيئة التي يتبعها اضمحلال نظائر الإنديوم الثقيلة وفق اضمحلال بيتا. ويتناثرُ القصدير -مثل باقي عناصر هذه النجوم- بعد انفجارها فينتشر في الفضاء ويختلطُ بما فيه، وهكذا دخل إلى السديم الذي انبثقت عنه الشمس والأرض وسائر الكواكب.[16]

ويُصنَّف القصدير بالمرتبة التاسعة والأربعين بين العناصر الكيميائية بحسب الوفرة في القشرة الأرضية، فهو يُكوّن جُزْئَيْن في المليون من كافّة العناصر فيها، وتقارنُ هذه النسبة مع معادن أخرى منها الرصاص (14 جزءاً في المليون) والنحاس (50 ج.ف.م) والزنك (75 ج.ف.م).[17] ولا يقعُ القصدير نقيّاً وإنَّما يلزمُ استخراجه من خاماتٍ يختلطُ فيها بمعادن أخرى، ومصدره الوحيد القيّم اقتصادياً هو الكاسيتريت (SnO_2)، كما تتواجدُ منه كمّيات ضئيلة في الكبريتيدات المعقّدة مثل الستانيت والسيليندريت والفرانكيت والكانفيلديت والتيليت. ولا تكادُ مركّبات القصدير تقعُ إلا في صخر الجرانيت، وعادةً ما تكون نسبة أكسيد القصدير فيها قريبةً من 1%.[18]

لثنائي أكسيد القصدير كثافة نسبية عالية، لذا فإنَّ 80% من إنتاج القصدير يستخرج من رواسب ثانوية تنجرفُ مع تيارات الماء تحت سطح الأرض من رواسب أساسية، كما يستخرجُ القصدير أحياناً حبيبات انجرفت مع تيارات الماء في الماضي إلى قيعان الأودية أو البحر. والطرق الأجدى اقتصادياً في تعدينه التجريف والضغط المائي والحفرة المفتوحة، ويُعدَّن معظم القصدير في العالم بالطريقة الأخيرة وما يشابهها من حفر الرسوبيات القريبة من سطح الأرض، وتحتوي هذه الرسوبيات نسبةً ضئيلةً من القصدير ربما لا تتعدّى 0.015%.[19]

عُدِّنَ في العالم نحو 310,000 طناً من القصدير في عام 2019، صُدِّرَت معظمها من الصين (85,000 طن) وإندونيسيا (80,000 طن) وبورما (54,000 طن) وبيرو (18,500 طن) وبوليفيا (17,000 طن) والبرازيل (17,000 طن).[20] وتختلفُ تقديرات إنتاج القصدير تاريخياً بحسب جدواه الاقتصادية والتقنية المتوفرة للتعدين، على أنّ التقديرات تشيرُ إلى أنّ استهلاك العالم الحالي والتطوّر التقني ينذرُ بنفاد القصدير الصالح للتعدين عالمياً قبل عام 2050.[21] ويظنّ المحلل البيئي براون أنّ مخزون العالم من القصدير سينفد خلال 20 عاماً إن استمرَّ استهلاكه بالنمو بمُعدَّل 2% سنوياً.[22]

ومن المصادر المهمّة للقصدير إعادة تدوير الخردة المستعملة، وهي طريقة إنتاج تنمو عالمياً بسرعة كبيرة، فالولايات المتحدة -مثلاً- لم تُعدِّن القصدير منذ عام 1993 ولم تُصنِّعهُ منذ سنة 1989، على أنها كانت أكبرَ منتجٍ للقصدير المعاد تدويره في عام 2006 بإنتاجٍ يبلغ 14,000 طناً.[23] وقد اكتشفت احتياطيات جديدة للقصدير في منغوليا بالتسعينيات،[24] كما اكتُشِفت احتياطيات جديدة في كولومبيا سنة 2009.[25]

احتياطيات وإنتاج العالم من القصدير (بالطن، عام 2019)[23]

البلد	الاحتياطي	الإنتاج
الصين	1,100,000	85,000
ماليزيا	250,000	4,000
بيرو	110,000	18,500
إندونيسيا	800,000	80,000
البرازيل	700,000	17,000
بوليفيا	400,000	17,000
روسيا	350,000	1,400
أستراليا	420,000	7,000
بورما	100,000	54,000
أخرى	350,000	1,400
العالم كافة	4,700,000	310,000

احتياطيات القصدير الصالحة للتعدين عالمياً على مرّ التاريخ[18]

العام	الاحتياطي (بملايين الأطنان)
1965	4,265
1970	3,930
1975	9,060
1980	9,100
1985	3,060
1990	7,100
2000	7,100[23]
2010	5,200[23]

أكبر شركات إنتاج القصدير بالعالم (بالأطنان)[26]

الشركة	الدولة	2006	2007	التغير%
Yunnan Tin	الصين	52,339	61,129	16.7
PT Timah	إندونيسيا	44,689	58,325	30.5
Minsur	بيرو	40,977	35,940	−12.3
Malay	الصين	52,339	61,129	16.7
Malaysia Smelting Corp	ماليزيا	22,850	25,471	11.5
Thaisarco	تايلند	27,828	19,826	−28.8
Yunnan Chengfeng	الصين	21,765	18,000	−17.8
Liuzhou China Tin	الصين	13,499	13,193	−2.3
EM Vinto	بوليفيا	11,804	9,448	−20.0
Gold Bell Group	الصين	4,696	8,000	70.9

الإنتاج والتحضير [عدل]

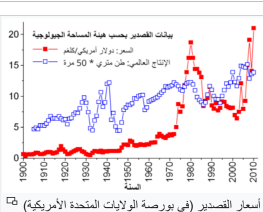
يُنتَج القصدير من خلال الاختزال الكربوحراري للأكسيد الخامّ مع الكربون أو فحم الكوك. ويمكن استخدام تقنيتي الفرن العاكس وفرن القوس الكهربائي.[27][28][29]

التصنيع [عدل]

ثمَّة عشر شركات فقط أنتجت معظم صادرات العالم من القصدير لعام 2007. ومن غير الواضح أيّ من هذه الشركات هي التي تنتجُ القصدير المستخرج من منجم بيسي الواقع في جمهورية الكونغو الديمقراطية، وهو منجم هائلٌ للقصدير تتحكَّمُ به ميليشيات مُتمرّدة على الحكومة، وتستخرجُ منه 15,000 طنّ من القصدير سنوياً. وتجدر الإشارة إلى أنّ ماليزيا هي أوّل منتج للقصدير في العالم. ويُبَاع معظم قصدير العالم في بورصة لندن للمعادن، حيث تتاجرُ به 17 شركة من ثمان دول.[30]

تأسَّس في سنة 1947 مجلس عالمي للقصدير للتحكّم بأسعار القصدير حول العالم، واستمرَّ المجلسُ بعمله حتى انهياره عام 1985. وفي سنة 1984، أي قبلَ انهياره بسنة، أسَّست مجموعة من الدول، هي أستراليا وإندونيسيا وبوليفيا وتايلند وماليزيا ونيجيريا، تحالفاً يعرفُ باسم *اتحاد الدول المنتجة للقصدير*.[ملاحظة 1][31]

الأسعار [عدل]



أسعار القصدير (في بورصة الولايات المتحدة الأمريكية) مقارنةً بإنتاجه العالمي منذ سنة 1900 إلى 2010.

يتفرَّدُ القصدير عن سائر المعادن بأنّ التجارة فيه بين البلاد المُصدِّرة والمستوردة تُنظِّمها اتفاقات قانونية معقّدة منذ عام 1921. وكانت أولى هذه الاتفاقات قليلة الرسمية ولم تُطبَّق بحذافيرها، لذا سُنَّت في عام 1956 "اتفاقية القصدير العالمية الأولى"، وتبعتها سلسلةٌ من الاتفاقيات الأخرى التي أُلغيَ العمل بها في سنة 1985، وأشرفَ على إنفاذ تلك الاتفاقيات كيانٌ اسمهُ "مجلس القصدير العالمي" [ملاحظة 2]، فكان لهُ دورٌ رائدٌ في وضع أسعار الأسعار العالمية للصادرات؛ وذلك بسَنْد السِّعر حين انخفاض الطلب بشراء فائضٍ من القصدير وتخزينه، وبكَبْح السعر حين زيادة الطلب بَبَيْع الفائض المُخزَّن. على أنّ هذا الأسلوب كان متناقضاً مع مبدأ السوق الحرّ كما أن مساحات التخزين لم تكُن كافيةً، لذا فشلَ المجلس في مهمّته وارتفعت -بالنتيجة- أسعار القصدير شيئاً فشيئاً على مرّ التسع وعشرين عاماً التي نشطَ فيها (وخصوصاً بين عامي 1973 إلى 1980، حين تضخَّمت العديد من اقتصادات العالم).[32]

تعمَّدت الحكومة الأمريكية بين نهاية السبعينات ومطلع الثمانينات بيعَ القصدير بكمّيات هائلةٍ في بورصتها لاستغلال سعره المرتفع حينئذٍ، وأدّى هذا البيع المفرطُ إلى حالة ركود شديدٍ بين سنتي 1981 و1982 كانت له تداعيات شديدة على تجارة القصدير عالمياً. إذ هبطت المنافسة في السوق لأدنى الدرجات ولجأ مجلس القصدير العالمي إلى شراء كمّيات ضخمة وتخزينها لحماية السِّعْر من انهيارٍ وشيك، على أنّ المجلس اضطرَّ لأخذ قروضٍ عملاقة من البنوك وشركات المعادن لتغطية هذه التكاليف، واستمرَّ المجلس بالاقتراض حتى نهاية عام 1985 حين وصل إلى أقصى مبلغٍ يسمحُ له باقتراضه. وحُظِرَ المجلس حينها من التجارة في بورصة لندن[32]، وانتهى أمره بالإفلاس بسبب شراء فائضٍ كبيرٍ من القصدير وعدم نجاحه بكَبْح ارتفاع الأسعار.[33] وتلت انهياره "أزمة قصدير" امتدَّت في أرجاء السوق العالمي انتقل السوق بعدها إلى أسلوب التجارة الحرّ، فانهار سعر القصدير إلى 4 دولار للرطل (حوالي 9 دولارات للكيلوغرام) وظلَّ السعر في هذا النطاق على مرّ التسعينات،[32] ثمّ ارتفع قليلاً في عام 2010 (ما عدا تدنٍّ في الاستهلاك أثناء الأزمة المالية 2007-2008)، وهذا بفضلِ إعادة تعبئة المخازن تلو الأزمة وازدياد الطلب في الاقتصادات النامية.[23]

تعتبر بورصة لندن للمعادن المكان الرئيسي للتجارة بالقصدير في العالم،[23] كما أنّ له أسواقاً بالعقود في سوق كوالالمبور للقصدير وبورصة إندونيسيا للقصدير.[34] وفيما يلي سعْر الكيلوغرام بالدولار بين سنتي 2008 و2012:

القصدير (د.أ$ لكل كيلوغرام)[35]

	2008	2009	2010	2011	2012
السعر	18.51	13.57	20.41	26.05	21.13

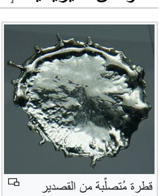
النظائر [عدل]

للقصدير عشرة نظائر مستقرّة تتراوح كتلها الذرية بين 112 و 114 إلى 120 و 122 و 124؛ وهو بذلك أكثر العناصر من حيث تعدّد النظائر المستقرة. ربّما قد يعود العدد الكبير من النظائر المستقرّة للقصدير إلى كون عدده الذري 50 عدداً سحرياً وفق مفاهيم الفيزياء النووية. من بين تلك النظائر يعدّ النظير قصدير-120 ^{120}Sn أكثرها وفرةً (حوالي الثلث)؛ بالمقابل فإنّ أقلّ تلك النظائر وفرةً هو النظير قصدير-115 ^{115}Sn. بالإضافة إلى النظائر المستقرّة فإنّ للقصدير 29 نظيراً غير مستقر تتراوح كتلها الذرية بين 99 إلى 137 وحدة كتل ذرية. باستثناء النظير قصدير-126 ^{126}Sn الذي له عمر نصف مقداره 230 ألف سنة، فإنّ جميع النظائر المشعة المتبقيّة لها عمر نصف أقلّ من سنة. من بين النظائر المشعّة للقصدير يوجد النظيران قصدير-100، المكتَشف سنة 1994، والذي لديه عدد سحري مضاعف، وكذلك النظير قصدير-132، بحيث يتميّز هذان النظيران رغم عدم استقرارهما بأنّ لهما نسب نيوترون/بروتون مميّزة ومرتفعة تمثّل الحد الأعظمي الذي تنهار بعده الثباتية بشكل كبير وسريع.[36] يوجد أيضاً 30 مصاوغ نووي للنظائر بين 111 و 131 أكثرها استقراراً ^{121m}Sn بعمر نصف مقداره 43.9 سنة.[37]

يمكن تفسير الاختلاف في الوفرة الطبيعية النسبية لنظائر القصدير المستقرّة بالنظر إلى أنماط التشكّل المختلفة التي حدثت في تفاعلات الانصهار النجمي التخليقية للعناصر. فالنظائر من ^{116}Sn إلى ^{120}Sn تتشكّل وفق عملية التقاط النيوترون البطيئة في أغلب النجوم، ولذلك فإنّ تلك النظائر أكثرها وفرةً، في حين أنّ النظائر ^{122}Sn و ^{124}Sn تتشكّل فقط وفق عملية التقاط النيوترون السريعة في المستعرات العظمى وهي أقلّ شيوعاً. أمّا النظائر النادرة والغنية بالبروتونات ^{112}Sn و ^{114}Sn و ^{115}Sn فلا يمكن أن تتشكّل بكمّيات وفيرة في عمليات التقاط النيوترون البطيئة أو السريعة، ولا تزال طريقة تشكّلها غير معروفة. من بين النظريات المقترحة لتشكّلها حدوث عملية التقاط بروتون بالإضافة إلى انحلال ضوئي، على الرغم من أنّ النظير قصدير-115 ^{115}Sn يمكن ان يتشكّل من عملية التقاط النيوترون السريعة بشكل مباشر وكناتج نويدة مضمحلة عن النويدة إنديوم-115 طويلة العمر.[38]

لا يكون للنظائر زوجية عدد الكتلة قيمة لف مغزلي، في حين أنّ الفردية منها ذات قيمة لفّ مغزلي +1/2. يعدّ القصدير بوجود نظائره الثلاثة الشائعة ^{116}Sn و ^{118}Sn و ^{120}Sn، من بين أسهل العناصر الكيميائية للكشف والتحليل باستخدام مطيافية الرنين المغناطيسي النووي NMR، حيث تقيّس قيم الانزياح الكيميائي بالنسبة إلى *رباعي ميثيل القصدير* $SnMe_4$.[39]

الخواصّ الفيزيائية [عدل]



قطرة مُتصلّبة من القصدير الذائب.

القصدير هو فلز ليّن ذو لونٍ فضيّ، وله مرونة وقابليّة للطَّرق والتشكيل. يصدر قضيب القصدير صوتاً مميزاً عندَ ثنيه،[40] وهو ينصهرُ عندَ حرارةٍ منخفضة نسبياً، لا تتعدّى 232 درجة مئوية (وهي أقلّ درجة انصهارٍ في مجموعته من العناصر). وأمّا عندَ التعامل مع جزيئات القصدير فائقة الصغر، التي يبلغُ قطرها حوالي 11 نانومتراً أو أقلّ، فإنَّ نقطة الانصهار تنخفضُ إلى 177.3 درجة مئوية فحسب.[41]

ويمكن بسهولةٍ إعادة طرق وتشكيل القصدير عندما يكونُ بصورته العاديَّة، المعروفة بالهيئة بيتّا. وأمّا القصدير ألفا (وهو قصديرٌ في هيئته غير المعدنية وذو لونٍ رمادي)، الذي لا يستقرّ إلا في درجة 13 مئوية أو أقلّ، فيكونُ متقصّفاً: أي أنّ ثنيه أو تغيّر شكله صعبٌ جداً دون كسره. وتتميَّز جزيئات القصدير ألفا بتركيب بلوري ثماني الشكل، شبيهٍ بذلك الموجود في جزيئات معادن الألماس والسيليكون والجرمانيوم. كما أنَّ ذرّات هذا النوع من القصدير لها بناءٌ مُعيَّنٌ يمنعُ الإلكترونات من التحرّك بحريَّة بينها، ممَّا يفقدُهُ الخصائص المعتادة للمعادن (مثل توصيل الكهرباء). ويتَّخذ القصدير ألفا شكلاً أقربَ إلى مسحوقٍ رماديّ، ومن النادر استخدامه في الصّناعة، ما عدا حالاتٍ مُعيَّنة يستفاد منه فيها كمادَّةٍ شبه موصلة.[40]

تُسمَّى الهيئات المختلفة للعنصر، مثل القصدير ألفا والقصدير بيتا في هذه الحالة، تآصلاتٍ بعلم الكيمياء. ويعرف هذان المتآصلان - في هذه الحالة - عادةً باسمي «القصدير الرمادي» (ألفا) و«القصدير الأبيض» (بيتا). كما يوجد للقصدير متآصلان آخران، يُسمَّيان غاما وسيغما، ولكن لا يمكن صنعهما إلا في وسطٍ تزيدُ درجة حرارته عن 161 درجة مئوية وبتطبيق ضغطٍ يعادل عدَّة وحدات باسكال.[42] مع المعلومية بأنَّ القصدير الأبيض (بيتا) قد يتحوَّلُ لقصدير رماديّ عاديّ في حال تعريضه لوسطٍ عالي البرودة،[43] ويجبُ أن يجري هذا التحوّل - عادةً - ضمنَ حرارة 13.2 درجة، ولكن وجود الكثير من العناصر الدخيلة على القصدير بمعظم الحالات (مثل الألومنيوم والزنك وغير ذلك) والتي يصعبُ فصلها عنها، تجعلُ حرارة التحوّل تحتَ الصفر بدرجات كثيرة. بل إنَّ إضافة بعض العناصر، مثل الإثمد والبزموت، تجعلُ التحوّل مستحيلاً تماماً.[44]

تنجحُ الفئات التجارية من القصدير (بنسبة 99.8%) بمقاومة الصدأ والتغيّر نتيجة تأثير الكمّيّات الصغيرة من البزموت والإثمد والرصاص والفضة الموجودة فيها بشكل طبيعيّ، كبواقٍ من عمليات التنقية. كما تُضَاف إلى القصدير مقاديرُ من النحاس والبزموت والإثمد والفضة والكادميوم عمداً لزيادة صلابته. ولكن من السهل على القصدير أن يتحوّل، عندَ خلطه بغيره من المعادن، إلى هيئات متفتّتة وقاسية غير مرغوبة. لا يمكن للقصدير أن ينحلَّ في الكثير من العناصر الأخرى بحالته الصلبة إجمالاً، ولا يمكن سوى لعناصر قليلة أن تنحلَّ فيه، ولكنَّ له نظماً أصهرية مع البزموت والرصاص والغاليوم والثاليوم والزنك.[44]

يصبح القصدير موصلاً فائقاً عندما تنخفض درجة حرارته تحتَ 3.72 كلفن،[45] وقد كان واحداً من أولى الموصلات الفائقة التي درسها العلماء: إذ اكتشفت ظاهرة مايسنر، وهي واحدةٌ من أهمّ ميّزات الموصلات الفائقة، اكتشفت لأول مرة في بلورات القصدير.[46]

ويمكن للقصدير مقاومة التآكل عند التعرّض للماء، ولكنه يتضرَّرُ من الأحماض والقواعد. ويمكن صقلُ القصدير بدرجة فائقة بحيثُ يستخدم طبقة حامية للمعادن الأخرى.[40] وتُضَاف إلى القصدير أحياناً طبقة سطحية مؤكسدة (في عملية تُسمّى التخميل) لمنعه من التأكسد اللاحق، وذلك بطريقة مماثلة لما يستعمل مع البيوتر وباقي سبائك القصدير.[47]

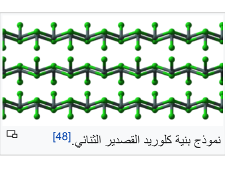
الخواص الكيميائية [عدل]

بسبب وجود طبقةٍ من الأكسيد على سطحه يستطيع القصدير أن يقاومَ أثرَ الماء والأوساط الحمضية والقلوية الضعيفة، إلّا أنّ المحاليل المركّزة من الأحماض والقلويات تستطيع مهاجمته. تحمي تلك الطبقة الأكسيدية المخمّلة فلزّ القصدير من استمرار الأكسدة، الأمر المماثل الذي يحدث على سطح البيوتر وعلى سبائك القصدير الأخرى.[47]

المركبات الكيميائية [عدل]

يشكّل القصدير العديد من المركّبات الكيميائية، والتي يكون فيها القصدير غالباً برقم أكسدة +4 أو +2.

اللاعضوية [عدل]



نموذج بنية كلوريد القصدير الثنائي.[48]

يمكن الحصول على مركّبات الهاليدات المستقرّة للقصدير بعددي الأكسدة الشائعين، فبالنسبة للقصدير الرباعي يتوفّر كلّ من رباعي الفلوريد SnF_4 ورباعي الكلوريد $SnCl_4$ ورباعي البروميد $SnBr_4$ ورباعي اليوديد SnI_4. من بين هذه الهاليدات الرباعية يكون للفلوريد فقط بنية بوليميرية. كما هو الحال مع القصدير الرباعي فإنّ مركّبات الهاليدات للقصدير الثنائي معروفة أيضاً، وهي تتضمّن ثنائي الفلوريد SnF_2 وثنائي الكلوريد $SnCl_2$ وثنائي البروميد $SnBr_2$ وثنائي اليوديد SnI_2. جميع هذه الهاليدات الثنائية ذات بنية بوليميرية صلبة. من بين جميع الهاليدات الثمانية المذكورة تكون اليوديدات فقط هي الملونة؛[49] أمّا أهمّ هذه الهاليدات من حيث التطبيق العملي التجاري فهو كلوريد القصدير الثنائي. لا يُحضَّر المركّب الأخير من التفاعل المباشر بين الكلور والقصدير، إذ أنّ التفاعل المذكور يعطي كلوريد القصدير الرباعي، إنّما يُحضَّر من تفاعل القصدير مع حمض الهيدروكلوريك، أو من تفاعل كلوريد القصدير الرباعي مع فلزّ القصدير في تفاعل أكسدة-اختزال خاص يدعى تفاعل تناسب مشترك.[50]

$$SnCl_4 + Sn \longrightarrow 2\,SnCl_2$$

يمكن للقصدير أن يشكّل العديد من مشتقّات الكالكوجينيد مثل الأكاسيد والكبريتيدات وغيرها. يتشكّل أكسيد القصدير الرباعي (ثنائي أكسيد القصدير SnO_2) عند تسخين القصدير حرارياً بوجود أكسجين الهواء؛[49] وهو أكسيد مذبذب (أمفوتيري) يتفاعل مع محاليل الأحماض والقواعد.[51] كما يوجد أيضاً أكسيد القصدير الثنائي SnO وكبريتيد القصدير الثنائي SnS وكبريتيد القصدير الرباعي SnS_2.

يشكّل القصدير بعدد الأكسدة +4 مركب الهيدريد SnH_4 المعروف باسم ستانان.

العضوية [عدل]

يوجد العديد من مركبات القصدير العضوية المعروفة،[52] وهي أكثر مركّبات القصدير أهميّةً تجارياً وتطبيقياً.[53] كان أوّل هذه المركّبات المكتشفة هو *ثنائي يوديد ثنائي إيثيل القصدير* $(C_2H_5)_2SnI_2$ والذي وصفه إدوارد فرانكلاند سنة 1849.[54] من الأمثلة الأخرى مركّب هيدريد ثلاثي بوتيل القصدير $Sn(C_4H_9)_3H$،[40] والتي تتميز بأنها قادرة على أن تحرّر جذور حرّة من ثلاثي بوتيل القصدير TBT، وهي أمثلة نادرة على القصدير الثلاثي (في حالة أكسدة +3).[55]

إنّ أغلب مركّبات القصدير العضوية هي بلّورات صلبة أو سوائل عديمة اللون، وهي ثابتة تجاه الهواء والماء، ولها بنية رباعية الوجوه. يمكن تحضير مركّبات رباعي أريل أو رباعي ألكيل القصدير (مثل رباعي ميثيل القصدير) انطلاقاً من كواشف غرينيار:[53]

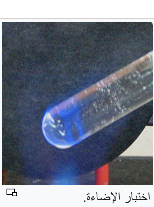
$$SnCl_4 + 4\,RMgBr \longrightarrow R_4Sn + 4\,MgBrCl$$

كما يمكن أن يحصَل تفاعل إعادة توزيع لتحضير مركّبات ألكيل هاليدات القصدير المختلطة:

$$SnCl_4 + R_4Sn \longrightarrow 2\,SnCl_2R_2$$

أمّا مركّبات القصدير الثنائي العضوية فهي غير شائعة، وتؤمّن الثباتية من خلال تأثير الزوج الخامل. من أمثلتها مركّبات *ستانيلينات* [ملاحظة 3] (مثل R_2Sn) و*ثنائي الستانيلينات* (R_4Sn_2) والتي تخضع إلى تفاعلات غير نمطية.[56]

الكيمياء التحليلية [عدل]



اختبار الإضاءة.

يمكن الكشف عن أملاح القصدير نوعياً في اختبار كيميائي يعرف باسم *اختبار الإضاءة*. في هذا الاختبار يضاف إلى محلول العينة حمض الهيدروكلوريك بتركيز حوالي 20%، ثم يضاف مسحوق الزنك، حيث يتحرّر غاز الهيدروجين. تعمل ذرات الهيدروجين الناشئة والوليدة حديثاً على اختزال جزء من القصدير إلى الستانان SnH_4. عند تعريض أنبوب الاختبار في حجرة مظلمة إلى لهب موقد بنسن غير مضيء يظهر وميض فلوري أزرق في المحلول عند احتوائه على القصدير بسبب تشكّل SnH_4.[57] بعض الآراء الأخرى تعزو الوميض إلى كلوريد القصدير الثنائي $SnCl_2$.[58]

يستخدم قياس الاستقطابية كأسلوب للتحليل الكمّي للقصدير.[59] أمّا عند وجود كميات نزرة فيمكن استخدام طرق المطيافية الذرّية، والتي يمكن أن يصل فيها حدّ الكشف عند استخدام أسلوب مطيافية الامتصاص الذري إلى 0.2 ميكروغرام/ل عند استخدام تقنية أنبوب الغرافيت؛ أمّا عند استخدام تقنية الهيدريد، والتي تتطلّب إضافة بورهيدريد الصوديوم ليتشكّل الستانان الغازي، الذي يتفكّك عند درجة حرارة حوالي 1000 °س إلى عناصره الأولية، والتي يعطي حينها القصدير خط طيفي مميّز بفضل وجود مصباح المهبط المجوف، فيكون حدّ الكشف عندئذٍ 0.5 ميكروغرام/ل.[60]

الاستخدامات [عدل]

في سنة 2006 كان حوالي نصف القصدير المنتج عالمياً يستخدم في صناعة سبيكة اللحام بالقصدير، في حين أنّ الباقي يتوزّع ما بين عملية القصدرة وإنتاج مركّبات القصدير أو سبائكه بالإضافة إلى تطبيقات ثانوية أخرى.[30]

سبيكة لحام القصدير [عدل]

بكرة من أسلاك قصدير خالية من الرصاص تستخدم في اللحام.

تعدّ سبيكة لحام القصدير أكثر التطبيقات واسعة الانتشار التي تستهلك هذا الفلز. يشكّل القصدير مزيجاً أصهرياً مع الرصاص عند النسبة 63% قصدير و 37% رصاص، والتي عادة ما تكون مسبوكةً على شكل أسلاك لغرض اللحام، وخاصّةً في مجال الدارات الكهربائية.

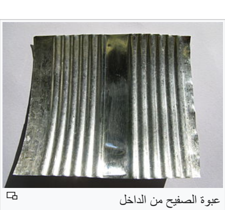
منذ تفعيل العمل بالتوجيهات المتعلّقة بالنفايات الكهربائية والأجهزة الإلكترونية (WEEE) والحدّ من المواد الخطرة في الأوّل من تموز/يوليو 2006 في الاتحاد الأوروبي انخفض تركيز الرصاص في هذه السبائك، ممّا أدّى بالتالي إلى ضرورة البحث عن بدائل مناسبة، ولكن ذلك الأمر لم يخلُ من مصاعبَ ومشاكلَ تقنية،[61] من بينها ارتفاع نقطة الانصهار، وتشكّل ما يُعرَف باسم أسلاك التماس، بالإضافة إلى حدوث ظاهرة تَوَبُّو القصدير (أو هشيم القصدير)، التي تؤدّي إلى انقطاع الوصلات الملحومة. من بين البدائل المقترحة سبيكة من القصدير (+95%) والنحاس (0.5%) والفضّة (3.0%).[62]

القصدرة [عدل]

يرتبط القصدير بشكل سريع ووثيق على سطوح العديد من الفلزات، فهو يستخدم في قصدرة الحديد والرصاص والزنك للحدّ من التآكل. يعرف المعدن الناتج بالاسم الشائع **الصفيح** أو **التنك**، وينتشر استخدام العبوات المصنوعة منه في مجال حفظ الأغذية، ويشكّل هذا التطبيق شريحةً واسعةً من الطلب على القصدير الفلزّي في السوق. يستخدم الصفيح المُقصدَر في صناعة العديد من الأغراض والأجهزة، ومنها صفارة القصدير، التي سُمّيَت بهذا الاسم لأنها صنعت أوّل مرة من صفائح فولاذ مُقصدَر.[63][64]

صنع السبائك [عدل]

صحن مصنوع من سبيكة البيوتر.



عبوة الصفيح من الداخل

يشكّل القصدير طيفاً واسعاً من السبائك ذات التطبيقات المهمّة، وذلك مع عددٍ من الفلزّات أكثرها شيوعاً النحاس. من بين تلك السبائك الحاوية على نسبة مرتفعة من القصدير سبيكة البيوتر وهي حوالي 85–99% قصدير،[65] وكذلك النوع الخاص منها المعروف باسم معدن بريطانيا؛ بالإضافة إلى سبيكة بابت.[66][67]

يشكّل القصدير حوالي 12% من سبيكة البرونز، التي أغلبها من النحاس، كما تستخدم السبائك من النحاس والقصدير (22%) في صناعة الأجراس. ومن السبائك الحاوية على القصدير والمسماة حسب مكتشفيها كلّ من سبيكة فيلد (إثمد: 32.5%، إنديوم: 51%، قصدير: 16.5%)، وسبيكة وود (إثمد: 50%، رصاص: 26.7%، قصدير: 13.3%، كادميوم: 10%)، وسبيكة روز (إثمد: 50%، رصاص: 25–28%، قصدير: 22–25%)؛ بالإضافة إلى سبيكة غالينستان التجارية المسماة حسب العناصر المكونة لها (غاليوم: 68%، إنديوم: 22%، قصدير: 10%). لسبيكة القصدير مع الجرمانيوم أهمية تطبيقية في مجال هندسة الإلكترونيات الدقيقة لصناعة ترانزستورات موسفت؛[68][69] وفي مجال الكهرضوئيات لتوليد الليزر،[70][71] وصمامات LED.[72][73] ومن العناصر التي يستطيع القصدير تشكيل وسبائك ومركّبات بين فلزية ذات تطبيقات مهمّة أيضاً كلّ من السيليكون في مجال أشباه الموصلات،[74] والنيوبيوم في مجال الموصلية الفائقة.[75]

استخدم القصدير سابقاً في تركيب سبائك النقود، فعلى سبيل المثال استعمل فيما مضى في سبك البنسات الأمريكية،[76] والكندية.[77] تدخل نسبة صغيرة من القصدير في تركيب سبائك الزركونيوم المستخدمة في الوقود النووي.[78] يستخدم القصدير والرصاص بنسبة تصل إلى 50/50 في تصنيع الأنابيب المعدنية في الأرغن ذو الأنابيب، ومن ضمن الميّزات التي يحصل نتيجة ذلك المظهر والتأثير على الأداء ومقاومة التآكل.[79][80]

تطبيقات أخرى [عدل]

شمعدانٌ مصنوع من القصدير.

تعدّ الأشغال اليدوية على صفائح الفولاذ المُقصدَر من التقنيات واسعة الانتشار في الأعمال الفنية، ويحصل في النهاية على نماذج مدقوقة أو مخروزة لأغراض الديكور، ومن أمثلة ذلك صنع الفوانيس التقليدية وغيرها من المشغولات اليدوية.[81] كما يستعمل القصدير في تحضير الزجاج الطافي في عملية تسمى *عملية بيلكينغتون*.[82]

يدخل القصدير في تصنيع أقطاب بعض أنواع بطاريات ليثيوم-أيون، مع العلم أنّ توجه السطح البلوري له دور في كفاءة عمل البطارية.[83]

لمركّبات القصدير، العضوية واللاعضوية منها، العديد من التطبيقات. فيضاف فلوريد القصدير الثنائي مثلاً إلى مستحضرات العناية بالأسنان، ووجد أنّ له فعالية أكبر من فلوريد الصوديوم في ضبط حالة التهاب اللثة.[84] لمركّبات القصدير العضوية استعمالات واسعة الانتشار، حيث يُقدَّر أن يتجاوز الإنتاج العالمي منها 50 ألف طن.[85] تستخدم مركبات القصدير العضوية في تحضير مثبّتات بوليمر PVC (بولي فاينيل كلوريد)، حيث يعمل القصدير على التقاط وتجميع أيونات الكلوريد، ممّا يمنع فقدان HCl من البنية البوليميرية.[86] كما تستخدم تلك المركّبات عموماً في تحضير المبيدات على اختلاف أنواعها؛[86] ويستخدم أكسيد ثلاثي بوتيل القصدير في حفظ الخشب؛[87] وكانت تستخدم في صيانة السفن، قبل أن تمنع لكونها من الملوّثات العضوية الثابتة ولتأثيرها السلبي على الأحياء المائية.[86][88]

المخاطر [عدل]

مقالة مفصلة: تسمم بالقصدير

لا يعدّ القصدير بحدّ ذاته فلزّاً سامّاً، حيث لا توجد حالات مسجلّة للتسمّم بالقصدير أو أكاسيده أو أحد أملاحه اللاعضوية؛ بالمقابل فإنّ لبعض مركّبات القصدير العضوية المحدّدة سمّية مقاربة لسمية السيانيد.[53]

حَدّدت إدارة السلامة والصحة المهنية الأمريكية (OSHA) الحدّ المسموح للتعرّض للقصدير الفلزّي في مكان العمل بمقدار 2 مغ/م^3 خلال ثمان ساعات عمل؛ وهو نفس المقدار الذي حدّده المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية الأمريكي كحدٍّ موصىً به؛ أمّا عند مستويات تفوق 100 مغ/م^3 فيكون القصدير الفلزي ذا خطورة فورية للحياة أو الصحة.[89]

ملاحظات [عدل]

1. ^ (بالإنجليزية: Association of Tin Producing Countries)
2. ^ (بالإنجليزية: International Tin Council)
3. ^ (بالإنجليزية: stannylenes)

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ Team, Almaany. "تعريف و شرح و معنى قلعي بالعربي في معاجم اللغة العربية معجم المعاني الجامع، المعجم الوسيط ،اللغة العربية المعاصرة ،الرائد ،لسان العرب ،القاموس المحيط - معجم عربي عربي صفحة 1". *www.almaany.com* (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 24 مايو 2020. اطلع عليه بتاريخ 24 مايو 2020.
3. ^ الجامع لمفردات الأدوية والأغذية لابن البيطار نسخة محفوظة 25 فبراير 2019 على موقع واي باك مشين.
4. ^ "قَصْدِير". *معجم الدوحة التاريخي للغة العربية*. مؤرشف من الأصل في 24 مايو 2020. اطلع عليه بتاريخ 24 مايو 2020.
5. ^ *Encyclopædia Britannica, 11th Edition*, 1911,
and post-cotunnite phases of $PbCl_2$ and $SnCl_2$". *J. Phys. Chem. Solids*. **57** (1): 7–16. Bibcode:1996JPCS...57....7L. doi:10.1016/0022-3697(95)00060-7.
49. ↑ أ ب Holleman, Arnold Frederik; Wiberg, Egon (2001), Wiberg, Nils (المحرر), *Inorganic Chemistry*, تُرجم بواسطة Eagleson, Mary; Brewer, William, San Diego/Berlin: Academic Press/De Gruyter, ISBN 0-12-352651-5
50. ^ Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. ISBN 0-08-037941-9.
51. ^ *Inorganic & Theoretical chemistry*, F. Sherwood Taylor, Heineman, 6th Edition (1942)
52. ^ Elschenbroich, C. "Organometallics" (2006) Wiley-VCH: Weinheim. (ردمك 978-3-527-29390-2)

وصلات خارجية [عدل]

- القصدير في الجدول الدوري للفيديوهات (جامعة نوتينغهام) (بالإنجليزية)
- الجدول الخشبي للجدول الدوري لثيودور غراي: عينات قصديرية (بالإنجليزية)
- المعادن القاعدية: القصدير (بالإنجليزية)

قصدير في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت قوائم الدول والمقاطعات حسب الناتج المحلي الإجمالي للدول حسب القطاع

ضبط استنادي	BNE: XX530512 · BNF: cb11952265h (data) · GND: 4190888-0 · LCCN: sh85135484 · NARA: 10643089 · NARA: 10643089 · NDL: 00571788
التصنيفات الطبية	*MeSH ID*: D014001
المعرفات الخارجية	*BNE ID*: XX530512 · *JSTOR ID*: tin-compounds · *BNCF*: 20961 · *UMLS CUI*: C0040238
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-31-5 · *RTECS number*: XP7320000 · *ECHA*: 100.028.310 · *NDF-RT ID*: N0000147401 · *PubChem CID*: 5352426 · *ChemSpider ID*: 4509318 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID1049801 · *CosIng number*: 86716 · *ZVG number*: 8380 · *HMDB ID*: HMDB0001960 · *ChEBI ID*: 27007 · *EC no.*: 231-141-8 · *NIOSH Pocket Guide ID*: 0613 · *UNII*: 387GMG9FH5

بوابة العناصر الكيميائية
بوابة الكيمياء
بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات
بوابة علم المواد
بوابة علم طبقات الأرض

هذه مقالةٌ جيّدةٌ، اعتبارًا من نسخة 13 سبتمبر 2020 (قارن بالنسخة الحالية • صفحة النقاش • صفحة التصويت)

تصنيفات: قصدير | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | معادن عناصر طبيعية

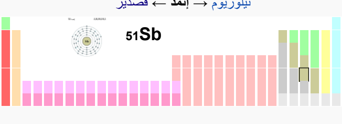
إثمد

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الإثْمِد (*الأنتيمون* أو *الأنتيموان* في الترجمات الحرفية، من الفرنسية: Antimoine) عنصر كيميائي في الجدول الدوري يرمز له بالرمز **Sb** (رمزه الكيميائي العربي **ث**)، وعدده الذري 51. وهو من أشباه المعادن وله أربعة متآصلات. قديماً كانت تستعمل أملاحه في الكحل، تسمى هذه الأملاح **حجر الكحل** أو **حجر الإثمد**.

يمكن أن يتواجد في الطبيعة بشكل حر ولكن على الأغلب يوجد في شكل مركبات كبريتيد أو أكسيد أو أوكسي كبريتيد ومركّبه الكبريتيدي هو الخام الرئيسي للمعدن. وهو معدن هشّ سريع التفتت، لامع ذو تركيب رقائقي بلون أبيض فضي.

تيلوريوم ← **إثمد** → قصدير



As ↑ **Sb** ↓ Bi

المظهر

رمادي فضي لمّاع

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إثمد، 51، Sb
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 5، p
الكتلة الذرية	121.760 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^3$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 18، 5 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.697 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.53 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	903.78 ك، 630.63 °س، 1167.13 °ف
نقطة الغليان	1860 ك، 1587 °س، 2889 °ف
حرارة الانصهار	19.79 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	193.43 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.23 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	807	876	1011	1219	1491	1858

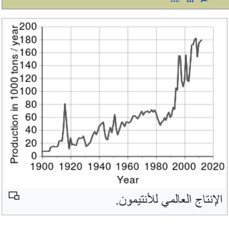
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**، **3**، -3
الكهرسلبية	2.05 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 834 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1594.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2440 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	140 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	139±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	206 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري ثلاثي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	417 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	24.4 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	11 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3420 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	55 غيغاباسكال
معامل القص	20 غيغاباسكال
معامل الحجم	42 غيغاباسكال
صلادة موس	3.0
صلادة برينل	294 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-36-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإثمد

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{121}Sb	57.36%	^{121}Sb هو نظير مستقر وله 70 نيوترون			
^{123}Sb	42.64%	^{123}Sb هو نظير مستقر وله 72 نيوترون			
^{125}Sb	مصطنع	2.7582 سنة	β^-	0.767	^{125}Te

ع · ن · ت



الإنتاج العالمي للأنتيمون.

محتويات [أخف]

الإنتاج [عدل]

كبار المنتجين وحجم الإنتاج [عدل]

ذكرت هيئة المسح الجيولوجي البريطانية (BGS) أن الصين في عام 2005 ، كانت أكبر منتج للإثمد مع ما يقرب من 84 ٪ من الحصة العالمية، تليها بفارق كبير جنوب أفريقيا وبوليفيا وطاجيكستان. يعتبر منجم شيكوانغشان في إقليم خونان أكبر المستودعات في الصين ويقدر مخزونه بحوالي 2.1 مليون طن متري.[2]

شكلت الصين 76.9٪ من إجمالي إنتاج الأنتيمون في عام 2016 حسب هيئة المسح الجيولوجي الأمريكي، تليها روسيا في المرتبة الثانية بنسبة 6.9٪ وطاجيكستان بنسبة 6.2٪.[2]

إنتاج أنتيمون في عام 2016[3]

البلد	الطن	النسبة من الإجمالي
الصين	100,000	76.9
روسيا	9,000	6.9
طاجيكستان	8,000	6.2
بوليفيا	4,000	3.1
أستراليا	3,500	2.7
أعلى 5	124,500	95.8
الإنتاج العالمي	**130,000**	**100.0**

من المتوقع أن ينخفض الإنتاج الصيني من الإثمد في المستقبل حيث تم إغلاق المناجم والمصاهر من قبل الحكومة كجزء من مكافحة التلوث؛ بسبب تطبيق قانون حماية البيئة الجديد الذي بدأ سريانه في يناير 2015[4] و "معايير انبعاث الملوثات للستانوم، والإثمد، والزئبق" التي دخلت حيز التنفيذ، وشكّلت تلك القوانين عقبات أمام الإنتاج الاقتصادي الكبير. لم يُستخدم 50٪ من طاقة إنتاج الإثمد في مقاطعة هونان (المقاطعة ذات أكبر احتياطي للإثمد في الصين) وفقًا لمكتب الإحصاء الوطني في الصين بحلول سبتمبر 2015.[5]

انخفض إنتاج الإثمد في الصين ومن غير المرجح أن يزداد في السنوات القادمة، وفقًا لتقرير روسكيل. لم يتم تطوير أي رواسب كبيرة من الأنتيمون في الصين منذ حوالي عشر سنوات، ويجري استنزاف الاحتياطي الاقتصادي المتبقي بسرعة.[6]

تشمل القائمة التالية أكبر منتجي الإثمد في العالم، وفقًا لروسكيل:

أكبر منتجي الأنتيمون في عام 2010[7]

البلد	الشركة	الإنتاج (بالطن/ سنة)
أستراليا	مانداراي للموارد	2,750
بوليفيا	فاريوس	5,460
كندا	بيفر بروك	6,000
الصين	سيك وانغشان توينكلينج ستار	55,000
الصين	يونان شينزو للتعدين	20,000
الصين	مجموعة الصين للضفيح	20,000
الصين	شينيانغ وانشانغ للأنتيمون	15,000
كازاخستان	كازيناك	1,000
قيرغيزستان	كادامزاي	500
لاوس	سرس	500
المكسيك	الولايات المتحدة للأنتيمون	70
ميانمار	فاريوس	6,000
روسيا	جيو برو للتعدين	6,500
جنوب أفريقيا	مورتشيسون الموحدة	6,000
طاجيكستان	أونزوب	5,500
تايلاند	غير مشهورة	600
تركيا	سينزيغ وأوزديمير لمناجم الأنتيمون	2,400

الاحتياطي العالمي [عدل]

وفقًا لإحصاءات هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية، ستستنفد الاحتياطات العالمية الحالية من الإثمد خلال 13 عامًا. ومع ذلك، تتوقع هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية أن يتم العثور على المزيد من الموارد.

احتياطي الأنتيمون في عام 2015[7]

البلد	الاحتياطي (بالطن)	النسبة من الإجمالي
الصين	950,000	47.81
روسيا	350,000	17.61
بوليفيا	310,000	15.60
أستراليا	140,000	7.05
الولايات المتحدة	60,000	3.02
طاجيكستان	50,000	2.52
جنوب أفريقيا	27,000	1.36
البلاد الأخرى	100,000	5.03
الإجمالي العالمي	**1,987,000**	**100.0**

مخاطر الإنتاج والترتيب المعدنية الحرجة [عدل]

صُنّف الإثمد ضمن أخطر المواد الكيميائية في قوائم المخاطر الأوروبية والأمريكية فيما يتعلق بأهمية العنصر الذي يشير إلى الخطر النسبي لإنتاج العناصر الكيميائية أو مجموعات العناصر المطلوبة للحفاظ على الاقتصاد الحالي ونمط الحياة.

يُعتبر الإنتاج الصيني مهم للغاية لاعتماد باقي الدول مثل أوروبا والولايات المتحدة على استيراد الإثمد من الصين. أصبح إنتاج الأنتيمون مُقيدًا بشكل متزايد مع قيام الصين بمراجعة وزيادة معايير الرقابة البيئية. وبالإضافة إلى ذلك، انخفضت حصص الصادرات الصينية للإثمد في السنوات الماضية. رفع هذان العاملان من مخاطر التوريد لكل من أوروبا والولايات المتحدة.

أوروبا [عدل]

وفقًا لقائمة مخاطر هيئة المسح الجيولوجية البريطانية BGS لعام 2015، يحتل الإثمد المرتبة الثانية (بعد العناصر الأرضية النادرة) وفقًا لمؤشر خطر الإمداد النسبي. [51] ويشير هذا إلى أن الإثمد لديه حاليًا ثاني أكبر خطر للإمداد للعناصر الكيميائية أو مجموعات العناصر التي لها قيمة اقتصادية للاقتصاد البريطاني وأسلوب الحياة. وعلاوةً على ذلك، تم تحديد الإثمد كواحد من 20 مادة خام مهمة للاتحاد الأوروبي في تقرير نشر في عام 2014 (والذي راجع التقرير الأولي الذي نشر في عام 2011). وكما يظهر في الشكل، فإن الإثمد يحافظ على مخاطر عالية للإمداد بالنسبة لأهميته الاقتصادية. يتم استيراد 92 ٪ من الإثمد من الصين، والتي تعتبر من أكبر المنتجين له. [52]

الولايات المتحدة [عدل]

أُجري الكثير من التحليل في الولايات المتحدة نحو تحديد أي من المعادن يعتبر استراتيجيًا أو مهمًا لأمن الدولة. لم يُتوافق على تعريفات دقيقة أو وجهات نظر حول ما إذا كان الإثمد يشكل معدنًا استراتيجيًا أو نقديًا لفواصل أمن الولايات المتحدة. [53]

في عام 2015، لم يتم استخراج أي من الإثمد في الولايات المتحدة، واستُورِد بدلًا من ذلك من دول أجنبية. ومن عام 2011-2014 جاء 68 ٪ من خام الإثمد الأمريكي من الصين، و 14 ٪ من الهند، و 4 ٪ من المكسيك، و 14 ٪ من مصادر أخرى. كما لا توجد مخزونات حكومية في الوقت الحالي.

قامت "اللجنة الفرعية المعنية بسلسلة التوريدات المعدنية الحرجة والاستراتيجية" بفحص 78 من الموارد المعدنية من 1996 إلى 2008. ووجدت أن مجموعة فرعية صغيرة من المعادن بما في ذلك الإثمد قد سقطت في فئة المعادن الهامة المحتملة على الدوام. ، سيُجرى في المستقبل تقييم ثانٍ للمجموعة الفرعية الموجودة من المعادن لتحديد ما يجب تحديده من المواد ذات المخاطر الكبيرة والم÷مة للمصالح الولايات المتحدة. [54]

احتياطات السلامة [عدل]

تختلف آثار الأنتيمون ومركباته على صحة الإنسان والبيئة اختلافًا كبيرًا. لا يؤثر معدن الأنتيمون العنصري على صحة الإنسان والبيئة. يعتبر استنشاق ثالث أوكسيد الأنتيمون (وجسيمات الغبار المشابهة له غير القابل للذوبان المشابهة مثل غبار الأنتيمون) ضارة ويشتبه في أنها تسبب السرطان. ومع ذلك، لا يتم ملاحظة هذه التأثيرات إلا في إناث الجرذان وبعد التعرض طويل الأمد لتركيزات عالية من الغبار. يُفترض أن تُعزى هذه الآثار إلى استنشاق جسيمات الأنتيمون ضعيفة الذوبان مما يؤدي إلى داء ذات الرئة، والارتشاح الرئوي، والالتهاب، والتورم في النهاية، وليس التعرض لأيونات الأنتيمون (OECD ، 2008). يسبب كلوريد الأنتيمون تآكل للجلد. ولا تُقارن الآثار الضارة الناتجة عن الأنتيمون ذات أهمية كبيرة عند مقارنتها بالزرنيخ. وقد يكون السبب في ذلك هو الاختلافات الكبيرة في الامتصاص والتمثيل الغذائي والإفراز بين الزرنيخ والأنتيمون.

أوصت اللجنة الدولية للحماية من الإشعاع ICRP (1994) فيما يتعلق بالامتصاص الفموي بقيم 10٪ لمضادات القيء و 1٪ لجميع مركبات الأنتيمون الأخرى. يقدر امتصاص الجلد للمعادن بحد أقصى 1٪ وفقًا لدليل تقييم المخاطر الصحية للمعادن (HERAG، 2007). ويقدر امتصاص الاستنشاق لثالث أكسيد الأنتيمون وغيره من المواد التي لا تذوب في الماء (مثل غبار الأنتيمون) بنسبة 6.8 في المائة (طبقًا لمنظمة التعاون والتنمية في الميدان الاقتصادي، 2008)، في حين تساوي القيمة أقل من 1 ٪ من المواد الفرعية (V). لا ينحسر الأنتيمون (V) كميًا إلى الأنتيمون (III) في الخلية، ويوجد كلا النوعين في وقت واحد.

يُفرز الأنتيمون بشكل رئيسي من جسم الإنسان عن طريق البول. لا يتسبب الأنتيمون ومركباته في حدوث آثار صحية حادة على الإنسان، باستثناء الأنتيمون تارتار إميتات، وهو عقار أولي يستخدم بشكل متعمد لعلاج مرضى داء الليشمانيات.

قد يؤدي التلامس الجلدي المطول مع غبار الأنتيمون إلى التهاب الجلد. ومع ذلك، تم الاتفاق على مستوى الاتحاد الأوروبي على أن الطفح الجلدي المرصود ليس مقتصرًا على المادة، ولكن على الأرجح بسبب انسدا القنوات العرقية. قد يكون غبار الأنتيمون متفجرًا أيضًا عند تفريقه في الهواء. بينما يكون غير قابل للاحتراق في الحالة الصلبة.[8]

لا يتوافق الأنتيمون مع الأحماض القوية، والأحماض المهلجنة، والمؤكسدات. وعندما يتعرض للهيدروجين المشكَّل حديثًا، يمكن أن تشكل مادة الاستيبين (SbH_3).[8]

تم تحديد المتوسط المرجح للثماني ساعات (TWA) عند 0.5 مغ / م 3 من قبل المؤتمر الأمريكي لأخصائيي الصحة الصناعية الحكوميين وإدارة السلامة والصحة المهنية (OSHA) كحدود التعرض المسموح بها قانونيًا (PEL) في مكان العمل. قام المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية (NIOSH) بوضع حد التعرض الموصى به (REL) البالغ 0.5 مغ / م 3 باعتباره 8 ساعات TWA. تستخدم مركبات الأنتيمون كمحفزات لإنتاج البولي إيثيلين تيريفثاليت (PET). تشير بعض الدراسات إلى ارتشاح ثانوي للأنتيمون من زجاجات PET إلى سوائل، لكن بمستويات أقل من إرشادات مياه الشرب. كانت تركيزات الأنتيمون في مركزات عصير الفواكه أعلى إلى حد ما (تصل إلى 44.7 ميكروغرام / لتر من الأنتيمون)، ولكن العصائر لا تندرج تحت لوائح مياه الشرب. إرشادات مياه الشرب هي:

- منظمة الصحة العالمية: 20 ميكروغرام / لتر
- اليابان: 15 ميكروغرام / لتر.[9]
- وكالة حماية البيئة الأمريكية، ووزارة الصحة الكندية ووزارة البيئة بأونتاريو: 6 ميكروغرام / لتر
- الاتحاد الأوروبي ووزارة البيئة الاتحادية الألمانية: 5 ميكروغرام / لتر.[10]

أصبح الحد المُوصى به الآن الذي اقترحته منظمة الصحة العالمية هو 6 ميكروغرام من الأنتيمون لكل كيلوغرام من وزن الجسم.[11] وبلغ مؤشر الخطورة الفورية للحياة أو الصحة للأنتيمون 50 ملغم / متر مكعب.[8]

النظائر [عدل]

الإثمد لديه اثنان من النظائر المستقرة: ^{121}Sb مع وفرة طبيعية من 57.36٪ و ^{123}Sb مع وفرة طبيعية من 42.64٪. له أيضا 35 نظير مشع، وأطول عمرا ^{125}Sb مع عمر نصف 2.75 سنة. 29 نظير متبدل منهم (metastable). الأكثر استقرارا هو ^{120m1}Sb مع عمر نصف من 5.76 أيام. النظائر التي هي أخف من ^{123}Sb مستقرة تميل إلى الاضمحلال بواسطة β + ، وتلك التي هي أثقل تميل إلى الاضمحلال بواسطة β-، مع بعض الاستثناءات.

الاستخدامات [عدل]

يُستهلك حوالي 60 ٪ من الأنتيمون في مثبطات اللهب، ويستخدم 20 ٪ في سبائك البطاريات، والمحامل العادية، والسبائك الحرارية.[12]

مثبطات اللهب [عدل]

يستخدم الأنتيمون بشكل رئيسي في ثلاثي أكسيد الأنتيمون لمركبات مثبطات اللهب في تركيبة مع مثبطات اللهب المهلجنة إلا في البوليمرات المحتوية على الهالوجين. ينتج تأثير تثبيط اللهب لثالث أكسيد الأنتيمون عن طريق تكوين مركبات الأنتيمون المهلجنة،[13] التي تتفاعل مع ذرات الهيدروجين، وربما أيضًا مع ذرات الأكسجين والهيدروكسيد؛ مما يثبط النار.[14] وتشمل أسواق هذه المواد المثبطة للهب ملابس الأطفال ولعب الأطفال والطائرات وأغطية مقاعد السيارات. كما يتم إضافتها إلى راتنجات البوليستر في الألياف الزجاجية المركبة والمادة المؤلفة لمواد مثل أغطية محرك الطائرات الخفيفة. من الممكن أن يحترق الراتنج في وجود لهب خارجي المنشأ، ولكنه ينطفيء عندإزالة الشعلة الخارجية.[15][16]

السبائك [عدل]

يشكل الأنتيمون سبيكة عالية الفائدة مع الرصاص، مما يزيده صلابةً وقوة ميكانيكية. بالنسبة لمعظم التطبيقات التي تشمل الرصاص، تُستخدم كميات مختلفة من الأنتيمون كمعدن للسبائك. تحسن هذه الإضافة في بطاريات الرصاص الحمضية من قوة اللوحة وخصائص الشحن.[15][17] كما يستخدم في السبائك المانعة للاحتكاك (مثل معدن بابت)،[18] وفي الرصاصات، والكبل الكهربائي، وسبائك اللحام[19] وفي البيوتر،[20][21] وفي سبائك التصلب مع محتوى قليل من القصدير في تصنيع أنابيب الجهاز.

استخدامات أُخرى [عدل]

تستهلك ثلاثة تطبيقات أخرى ما يقرب من بقية إمدادات العالم،[12] الأولهو مثبت ومحفز لإنتاج بولي إيثيلين تيرفثالات،[12] والثاني هو عامل التشحيم لإزالة الفقاعات المجهرية في الزجاج، ومعظمها لشاشات التلفزيون؛[22] تتفاعل أيونات الأنتيمون مع الأكسجين، مما يثبط ميل هذا الأخير إلى تشكيل فقاعات،[23] والتطبيق الثالث هو الصبغات.[12]

يُستخدم الأنتيمون بشكل متزايد في أشباه الموصلات كعامل إشابة في رقاقات السيليكون من النوع n[24] والصمامات الثنائية وكاشفات الأشعة تحت الحمراءواختبار هول فيالأجهزة. في الخمسينات من القرن العشرين، تشبعت بواعث ترانزستور الوصلات المصنوعة من سبيكة n-p-n مع حبات صغيرة من الرصاص مع سبيكة الأنتيمون.[25] ويُستخدم انتيمون أنديمونيد كمواد للكشف عن الأشعة تحت الحمراء.[26][27][28]

تقل استخدامات الأنتيمون في علم الأحياء والطب. تُستخدم الأدوية التي تحتوي على الأنتيمون، والمعروفة باسم الأنتيمونيات، كمضادات للقيء.[29] وتستخدم مركبات الأنتيمون في مضادات الأوالي). استُخدمت مركبات البوتاسيوم أنتيمون تارتارات، أو مبتذلة الجير، ذات مرة كدواء للبلهارسيا في عام 1919، ثم استُبدل في وقت لاحق بالبرازيكوانتيل.[30] ويُستخدم الأنتيمون ومركباته في العديد من المستحضرات البيطرية، مثل أنتيومالين وثيومالت أنتيمون الليثيوم، كمُعالج للبشرة في الحيوانات المجترة.[31] يتمتع الأنتيمون بتأثير مغذي أو مؤثر على الأنسجة الكيراتينية في الحيوانات.

تعتبر الأدوية التي تحتوي على الأنتيمون، مثل أنتيمونيات الميغلومين، الأدوية المفضلة لعلاج داء الليشمانيات في الحيوانات الأليفة. ولسوء الحظ، فبالإضافة إلى وجود مؤشرات علاجية منخفضة، إلا أن الأدوية توفر الحد الأدنى من اختراق النخاع العظمي، حيث تُقيم الليشمانيا، مما يجعل من علاج المرض - وخاصة الشكل الحشوي - صعب جدًا.[32] استُخدم عنصر الأنتيمون كحبوب الأنتيمون كدواء. يمكن إعادة استخدامها من قبل الآخرين بعد الابتلاع والتخلص.[33]

يستخدم كبريتيد الأنتيمون (III) في رؤوس بعض أعواد الثقاب.[34][35]

تساعد كبريتيد الأنتيمون على تثبيت معامل الاحتكاك في مواد سحق فرامل السيارات.[36]

يستخدم الأنتيمون في الطلقات الرصاصية،[37] والطلاء، والفن الزجاجي، وكمواد غير شفافة في مينا الأسنان.

يستخدم الأنتيمون 124 مع البريليوم في مصادر نيوترونية؛ حيث تسبب أشعة غاما المنبعثة من الأنتيمون -124 عملية انحلال ضوئي مع البريليوم.[38][39] تحتوي النيوترونات المنبعثة على طاقة متوسطة تبلغ 24 كيلوفولت.[40] يستخدم الأنتيمون الطبيعي في مصادر نيوترونية ناشئة.

في الحياة العامة [عدل]

روي عن ابن عباس أن رسول الله قال: "اكتحلوا بالإثمد فإنه يجلو البصر وينبت الشعر"

طالع أيضاً [عدل]

- ستيبارسين

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ↑ أ ب Peng, J.; Hu, R.-Z.; Burnard, P. G. (2003). "Samarium–neodymium isotope systematics of hydrothermal calcites from the Xikuangshan antimony deposit (Hunan, China): the potential of calcite as a geochronometer". *Chemical Geology*. **200**: 129. Bibcode:2003ChGeo.200..129P. doi:10.1016/S0009-2541(03)00187-6.
3. ^ "Mineral Commodity Summaries: Antimony" (PDF). الماسح الجيولوجي الأمريكي. مؤرشف من الأصل (PDF) في 11 يناير 2019. اطلع عليه بتاريخ 01 يناير 2016.
4. ^ "Environmental Protection Law of the People's Republic of China" (PDF). 24 April 2014. مؤرشف من الأصل (PDF) في 21 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
5. ^ "U.S. Geological Survey, Mineral Commodity Summaries: Antimony" (PDF). 1 January 2016. مؤرشف من الأصل (PDF) في 11 يناير 2019.
6. ^ "Study of the antimony market by Roskill Consulting Group" (PDF). مؤرشف من الأصل (PDF) في 12 أغسطس 2016.
7. ↑ أ ب Antimony Uses, Production and Prices Primer نسخة محفوظة 25 October 2012 على موقع واي باك مشين.. tri-starresources.com[وصلة مكسورة]
8. ↑ أ ب ت "NIOSH Pocket Guide to Chemical Hazards #0036". المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية (NIOSH).
9. ^ Wakayama, Hiroshi (2003) "Revision of Drinking Water Standards in Japan", Ministry of Health, Labor and Welfare (Japan); Table 2, p. 84 نسخة محفوظة 18 نوفمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
10. ^ Shotyk, W.; Krachler, M.; Chen, B. (2006). "Contamination of Canadian and European bottled waters with antimony from PET containers". *Journal of Environmental Monitoring*. **8** (2): 288–92. doi:10.1039/b517844b. PMID 16470261.
11. ^ *Guidelines for Drinking-water Quality* (PDF) (الطبعة 4th). World Health Organization. 2011. صفحة 314. ISBN 978-92-4-154815-1. مؤرشف من الأصل في 4 مارس 2018.
12. ↑ أ ب ت ث Butterman, C.; Carlin, Jr., J. F. (2003). "Mineral Commodity Profiles: Antimony" (PDF). United States Geological Survey. مؤرشف من الأصل (PDF) في 4 نوفمبر 2019.
13. ^ Weil, Edward D.; Levchik, Sergei V. (4 June 2009). "Antimony trioxide and Related Compounds". *Flame retardants for plastics and textiles: Practical applications*. ISBN 978-3-446-41652-9. مؤرشف من الأصل في 10 يونيو 2016.
14. ^ Hastie, John W. (1973). "Mass spectrometric studies of flame inhibition: Analysis of antimony trihalides in flames". *Combustion and Flame*. **21**: 49. doi:10.1016/0010-2180(73)90006-0.
15. ↑ أ ب Grund, Sabina C.; Hanusch, Kunibert; Breunig, Hans J.; Wolf, Hans Uwe (2006) "Antimony and Antimony Compounds" in *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*, Wiley-VCH, Weinheim. doi:10.1002/14356007.a03_055.pub2
16. ^ Weil, Edward D.; Levchik, Sergei V. (4 June 2009). *Flame retardants for plastics and textiles: Practical applications*. صفحات 15–16. ISBN 978-3-446-41652-9. مؤرشف من الأصل في 11 يناير 2020.
17. ^ Kiehne, Heinz Albert (2003). "Types of Alloys". *Battery Technology Handbook*. CRC Press. صفحات 60–61. ISBN 978-0-8247-4249-2. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020.
18. ^ Williams, Robert S. (2007). *Principles of Metallography*. Read books. صفحات 46–47. ISBN 978-1-4067-4671-6. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020.
19. ^ Holmyard, E. J. (2008). *Inorganic Chemistry – A Textbooks for Colleges and Schools*. *Read Books*. صفحات 399–400. ISBN 978-1-4437-2253-7. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020.
20. ^ Ipser, H.; Flandorfer, H.; Luef, Ch.; Schmetterer, C.; Saeed, U. (2007). "Thermodynamics and phase diagrams of lead-free solder materials". *Journal of Materials Science: Materials in Electronics*. **18** (1–3): 3–17. doi:10.1007/s10854-006-9009-3.
21. ^ Hull, Charles (1992). *Pewter*. Osprey Publishing. صفحات 1–5. ISBN 978-0-7478-0152-8. مؤرشف من الأصل في 5 أبريل 2020. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
22. ^ De Jong, Bernard H. W. S.; Beerkens, Ruud G. C.; Van Nijnatten, Peter A. (2000). "Glass". *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. doi:10.1002/14356007.a12_365. ISBN 3-527-30673-0.
23. ^ Yamashita, H.; Yamaguchi, S.; Nishimura, R.; Maekawa, T. (2001). "Voltammetric Studies of Antimony Ions in Soda-lime-silica Glass Melts up to 1873 K" (PDF). *Analytical Sciences*. **17** (1): 45–50. doi:10.2116/analsci.17.45. PMID 11993676. مؤرشف من الأصل (PDF) في 4 مارس 2016.
24. ^ O'Mara, William C.; Herring, Robert B.; Hunt, Lee Philip (1990). *Handbook of semiconductor silicon technology*. William Andrew. صفحة 473. ISBN 978-0-8155-1237-0. مؤرشف من الأصل في 31 مارس 2020.
25. ^ Maiti, C. K. (2008). *Selected Works of Professor Herbert Kroemer*. World Scientific, 2008. صفحة 101. ISBN 978-981-270-901-1. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020.
26. ^ Committee On New Sensor Technologies: Materials And Applications, National Research Council (U.S.) (1995). *Expanding the vision of sensor materials*. صفحة 68. ISBN 978-0-309-05175-0. مؤرشف من الأصل في 3 يونيو 2016.
27. ^ Kinch, Michael A (2007). *Fundamentals of infrared detector materials*. صفحة 35. ISBN 978-0-8194-6731-7. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
28. ^ Willardson, Robert K & Beer, Albert C (1970). *Infrared detectors*. صفحة 15. ISBN 978-0-12-752105-3. مؤرشف من الأصل في 3 يونيو 2016.
29. ^ Russell, Colin A. (2000). "Antimony's Curious History". *Notes and Records of the Royal Society of London*. **54** (1): 115–116. doi:10.1098/rsnr.2000.0101. JSTOR 532063. PMC 1064207.
30. ^ Harder, A. (2002). "Chemotherapeutic approaches to schistosomes: Current knowledge and outlook". *Parasitology Research*. **88** (5): 395–7. doi:10.1007/s00436-001-0588-x. PMID 12049454.
31. ^ Kassirsky, I. A.; Plotnikov, N. N. (1 August 2003). *Diseases of Warm Lands: A Clinical Manual*. صفحات 262–265. ISBN 978-1-4102-0789-0. مؤرشف من الأصل في 27 مايو 2016.
32. ^ Organisation Mondiale de la Santé (1995). *Drugs used in parasitic diseases*. صفحات 19–21. ISBN 978-92-4-140104-3. مؤرشف من الأصل في 23 يونيو 2016.
33. ^ McCallum, R. I. (1999). *Antimony in medical history: an account of the medical uses of antimony and its compounds since early times to the present*. Pentland Press. ISBN 1-85821-642-7.
34. ^ National Research Council (1970). *Trends in usage of antimony: report*. National Academies. صفحة 50. مؤرشف من الأصل في 6 أبريل 2020.
35. ^ Stellman, Jeanne Mager (1998). *Encyclopaedia of Occupational Health and Safety: Chemical, industries and occupations*. صفحة 109. ISBN 978-92-2-109816-4. مؤرشف من الأصل في 10 مايو 2016.
36. ^ Jang, H & Kim, S. (2000). "The effects of antimony trisulfide Sb S and zirconium silicate in the automotive brake friction material on friction". *Journal of Wear*. **239** (2): 229. doi:10.1016/s0043-1648(00)00314-8.
37. ^ Randich, Erik; Duerfeldt, Wayne; McLendon, Wade; Tobin, William (2002). "A metallurgical review of the interpretation of bullet lead compositional analysis". *Forensic Science International*. **127** (3): 174–91. doi:10.1016/S0379-0738(02)00118-4. PMID 12175947.
38. ^ Lalovic, M.; Werle, H. (1970). "The energy distribution of antimonyberyllium photoneutrons". *Journal of Nuclear Energy*. **24** (3): 123. Bibcode:1970JNuE...24..123L. doi:10.1016/0022-3107(70)90058-4.
39. ^ Ahmed, Syed Naeem (2007). *Physics and engineering of radiation detection*. صفحة 51. ISBN 978-0-12-045581-2. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2020.
40. ^ Schmitt, H (1960). "Determination of the energy of antimony-beryllium photoneutrons". *Nuclear Physics*. **20**: 220. Bibcode:1960NucPh..20..220S. doi:10.1016/0029-5582(60)90171-1.

فهارس [عدل]

- Endlich, F. M. (1888). "On Some Interesting Derivations of Mineral Names". *The American Naturalist*. **22** (253): 21–32 [28]. doi:10.1086/274630. JSTOR 2451020.
- إدموند أوسكار فون ليبمان [لغات أخرى] Entstehung und Ausbreitung der Alchemie, teil 1. Berlin: Julius (1919) Springer (in German).
- Public Health Statement for Antimony

روابط خارجية [عدل]

- International Antimony Association vzw (i2a)
- Chemistry in its element podcast (MP3) from the الجمعية الملكية للكيمياء's Chemistry World: Antimony
- Antimony at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)
- CDC – NIOSH Pocket Guide to Chemical Hazards – Antimony

ابحث عن antimony في ويكاموس.

إثمد في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ضبط استنادي	BNF: cb120163060 (data) · GND: 4002299-7 · LCCN: sh85005702 · NDL: 00560276
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-36-0 · *ZVG number*: 8390 · *RTECS number*: CC4025000 · *ECHA*: 100.028.314 · *UNII*: 9IT35J3UV3 · *ChEBI ID*: 30513 · *ChemSpider ID*: 4510681 · *PubChem CID*: 5354495 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID5023879 · *EC no.*: 231-146-5 · *Gmelin number*: 16305 · *NIOSH Pocket Guide ID*: 0036 · *UN number*: 2871

ويكيبيديا الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
中文
بقية الوصلات: 128
عدل الوصلات

تيلوريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

التيلوريوم (بالإنجليزية: Tellurium) عنصر كيميائي في الجدول الدوري ، رمزه **Te** ، وله العدد الذري 52 .[3][4][5] وهو من أشباه المعادن ، هش، ذو لون رمادي فضي، وهو يشبه القصدير.

محتويات [أخف]

الأكتشاف [عدل]

ولقد اكتشف التيلوريوم في عام 1782 من قبل فرانز جوزيف مولر فون

أصل الاسم [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة اللاتينية **tellus** ، ومعناها الأرض.

طالع أيضاً [عدل]

- تيلورات

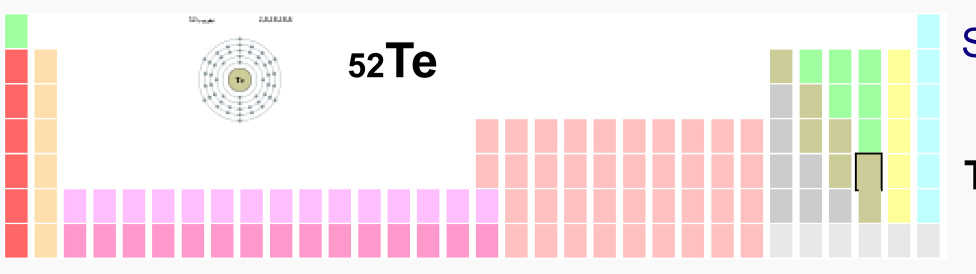
المصادر [عدل]

- [1]

المراجع [عدل]

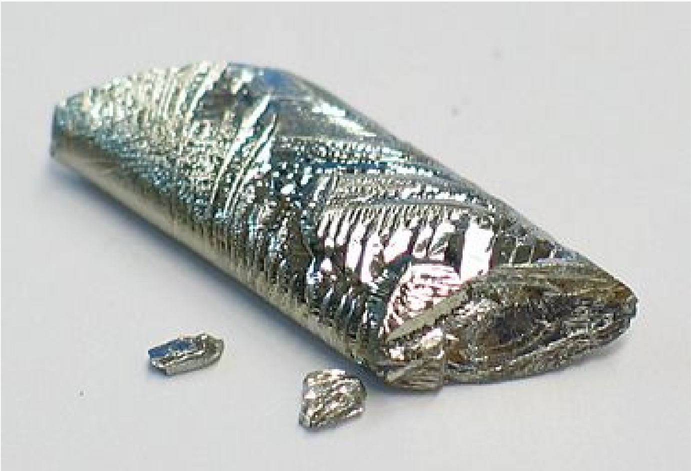
1. ^ Tellurium, mindat.org
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ "معلومات عن تيلوريوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن تيلوريوم على موقع psh.techlib.cz". psh.techlib.cz. مؤرشف من الأصل في 14 ديسمبر 2019.
5. ^ "معلومات عن تيلوريوم على موقع omegawiki.org". omegawiki.org. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.

يود ← **تيلوريوم** ← إثمد



المظهر

رمادي فضي لمّاع



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تيلوريوم، 52، Te
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 5، p
الكتلة الذرية	127.60 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 6 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.24 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.70 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	722.66 ك، 449.51 °س، 841.12 °ف
نقطة الغليان	1261 ك، 988 °س، 1810 °ف
حرارة الانصهار	17.49 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	114.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.73 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)			(775)	(888)	1042	1266

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, 5, **4**, 2, -2 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.1 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 869.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1790 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2698 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	140 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	138±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	206 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي[1]
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[2]
الناقلية الحرارية	(1.97–3.38) واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2610 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	43 غيغاباسكال
معامل القص	16 غيغاباسكال
معامل الحجم	65 غيغاباسكال
صلادة موس	2.25
صلادة برينل	180 ميغاباسكال
رقم CAS	13494-80-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التيلوريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{120}Te	0.09%	<2.2×10^{16} سنة	ε ε	1.701	^{120}Sn
^{121}Te	مصطنع	16.78 يوم	ε	1.040	^{121}Sb
^{122}Te	2.55%	^{122}Te هو نظير مستقر وله 70 نيوترون			
^{123}Te	0.89%	<1.0×10^{13} سنة	ε	0.051	^{123}Sb
^{124}Te	4.74%	^{124}Te هو نظير مستقر وله 72 نيوترون			
^{125}Te	7.07%	^{125}Te هو نظير مستقر وله 73 نيوترون			
^{126}Te	18.84%	^{126}Te هو نظير مستقر وله 74 نيوترون			
^{127}Te	مصطنع	9.35 ساعة	β^-	0.698	^{127}I
^{128}Te	31.74%	2.2×10^{24} سنة	$\beta^-\beta^-$	0.867	^{128}Xe
^{129}Te	مصطنع	69.6 دقيقة	β^-	1.498	^{129}I
^{130}Te	34.08%	7.9×10^{20} سنة	$\beta^-\beta^-$	2.528	^{130}Xe

ع·ن·ت

تيلوريوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع·ن·ت الجدول الدوري <
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	BNE: XX530277 · BNF: cb12138330x (data) · GND: 4184665-5 · LCCN: sh85133642 · NDL: 00572907
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 13494-80-9 · ***HMDB ID***: HMDB0001854 · ***RTECS number***: WY2625000 · ***ECHA***: 100.033.452 · ***EC no.***: 236-813-4 · ***ChEBI ID***: 30452 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID9032119 · ***ZVG number***: 7520 · ***PubChem CID***: 6327182 · ***ChemSpider ID***: 4885717 · ***Gmelin number***: 16309 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0587 · ***UNII***: NQA0O090ZJ

بوابة علم طبقات الأرض بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء
بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات بوابة الفيزياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: تيلوريوم | أشباه فلزات | عناصر كيميائية | كالكوجينات | معادن ثلاثية الأوجه | معادن سداسية | معادن عناصر طبيعية

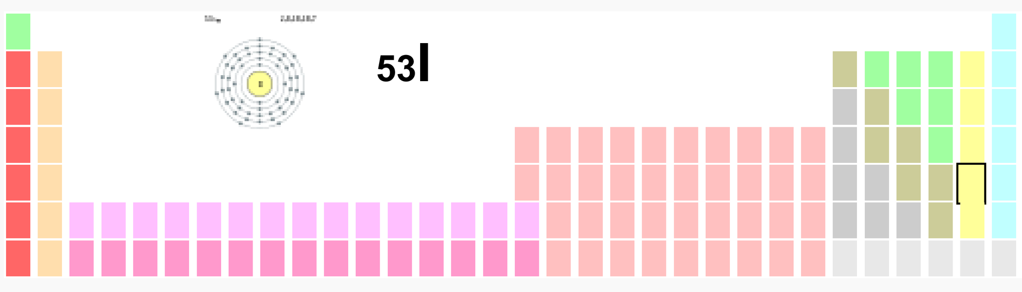
يود

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

اليود هو عنصر كيميائي له الرمز I والعدد الذري 53 في الجدول الدوري.[2][3][4] ينتمي إلى فصيلة الهالوجينات.

غازه يحول ورقة النشا إلى اللون الأزرق كما هو معروف واذا تفاعل مع نترات الفضة يكون راسب أصفر من يوديد الفضة وكذلك الأمر إذا تفاعل أحد أملاحه مع أسيتات الرصاص واذا تفاعل مع كبريتات النحاس كون لنا راسب بني ومع كلوريد الزئبق كون لنا راسب أحمر وهو غازى أصلاً في الحالة العادية لكنه يتم حفظه في الصورة الصلبة حيث يتميز بخاصية التسامى " أى تحول العنصر من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة ".

زينون → **يود** ← تيلوريوم



المظهر	
رمادي لمّاع في الحالة الصلبة، بنفسجي في الحالة الغازية	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	يود، 53، I
تصنيف العنصر	هالوجين
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 5، p
الكتلة الذرية	126.90447 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 7 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	4.933 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	386.85 ك، 113.7 °س، 236.66 °ف
نقطة الغليان	457.4 ك، 184.3 °س، 363.7 °ف
نقطة ثلاثية	386.65 كلفن (113°س)، 12.1 كيلوباسكال
النقطة الحرجة	819 ك، 11.7 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	15.52 (I_2) كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	41.57 (I_2) كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	54.44 (I_2) جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	260	282	309	342	381	457

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**7**, 5, 3, 1, -1 (أكاسيده حمضية قوية)
الكهرسلبية	2.66 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1008.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1845.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3180 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	140 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	139±3 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	198 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	1.3×10^{7}أوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	0.449 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
معامل الحجم	7.7 غيغاباسكال
رقم CAS	7553-56-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر اليود

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{123}I	مصطنع	13 ساعة	ε، γ	0.16	^{123}Te
^{127}I	100%	^{127}I هو نظير مستقر وله 74 نيوترون			
^{129}I	نادر	15.7×10^{6} سنة	$β^-$	0.194	^{129}Xe
^{131}I	مصطنع	8.02070 يوم	$β^-$، γ	0.971	^{131}Xe

ع·ن·ت

محتويات [أخفِ]

تاريخ [عدل]

في عام 1811م تم اكتشاف اليود من قبل الكيميائي الفرنسي بيرنار كورتوا.

التوصيات الغذائية [عدل]

إن كمية اليود الموصى باستهلاكها من معهد الأطباء في الولايات المتحدة تتراوح بين 100 و130 ميكروغرام يومياً للرضّع حتى سن 12 شهر، 90 ميكروغرام للأطفال حتى عمر الثماني سنوات، 130 ميكروغرام للأطفال حتى عمر 13 سنة، 150 ميكروغرام للبالغين، 220 ميكروغرام للحوامل، 290 ميكروغرام للمرضّعات. إن المستوى الأعلى المسموح للبالغين هو 1100 ميكروغرام.

فوائد اليود [عدل]

اليود هو أحد العناصر الغذائية الهامة اللازمة لعملية التمثيل الغذائي وله أثار هامة علي الغدة الدرقية التي تكافح الجراثيم الضارة. يتم تخزين حوالي 65 % من اليود في جسم الإنسان في الغدة الدرقية. و له العديد من الفوائد الصحية التي تلعب دوراً هاماً في أداء عمل الغدة الدرقية، التي تفرز الهرمونات وتتحكم في معدل الأيض الأساسي للجسم. وفي الحقيقة الغدة الدرقية بدون اليود لا تفرز الهرمونات.

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن يود على موقع catalogue.bnf.fr". catalogue.bnf.fr. مؤرشف من الأصل في 20 يونيو 2019.
3. ^ "معلومات عن يود على موقع id.loc.gov". id.loc.gov. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن يود على موقع sml.snl.no". sml.snl.no. مؤرشف من الأصل في 4 ديسمبر 2015.

ع·ن·ت الجدول الدوري <

معرفات كيميائية	*ChEBI ID*: 36897 · *Beilstein Registry Number*: 3587194 · *RTECS number*: NN1575000 · *CAS Number*: 7553-56-2 · *Gmelin number*: 1160 · *KEGG ID*: C01382 · *NSC number*: 42355

ع·ن·ت مكملات غذائية <

بوابة الكيمياء · بوابة العناصر الكيميائية

ع·ن·ت عناصر كيميائية ثنائية الذرة <

ضبط استنادي	BNE: XX529206 · BNF: cb11966629x (data) · GND: 4162271-6 · LCCN: sh85067769 · NDL: 00574371

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

في كومنز صور وملفات عن: يود

تصنيفات: قوالب صحة ورشاقة | يود | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | لافلزات ثنائية الذرة | مركبات اليود | معادن غذائية | مؤكسدات | هالوجينات

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Română
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 139
عدل الوصلات

زينون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لمعانٍ أخرى، انظر زينون (توضيح).

هذه المقالة بحاجة **لمراجعة خبير** مختص في مجالها. يرجى من المختصين في مجالها مراجعتها وتطويرها. (مايو 2016)

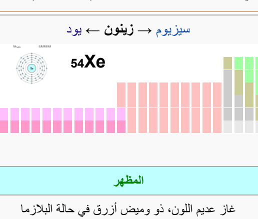
سيزيوم ← **زينون** → يود

Kr ↑ **Xe** ↓ Rn

54Xe

المظهر

غاز عديم اللون، ذو وميض أزرق في حالة البلازما



الخطوط الطيفية للزينون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	زينون، 54، Xe
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 5، p
الكتلة الذرية	131.293 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Kr]; $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 8 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 5.894 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	3.057[1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	(101.325 كيلوباسكال) 161.4 ك، −111.7 °س، −169.1 °ف
نقطة الغليان	(101.325 كيلوباسكال) 165.03 ك، −108.12 °س، −162.62 °ف
نقطة ثلاثية	161.405 كلفن (-112°س)، 81.6[2] كيلوباسكال
النقطة الحرجة	289.77 ك، 5.841 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(101.325 كيلوباسكال) 2.27 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(101.325 كيلوباسكال) 12.64 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	100 كيلوباسكال, 20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	83	92	103	117	137	165

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**0**، +1، +2، +4، +6، +8 (نادراً مايكون غير الصفر) (وفي حال غير ذلك فإن أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.6 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1170.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2046.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3099.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	140±9 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	216 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[3]
الناقلية الحرارية	5.65×10^{-3} واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
سرعة الصوت	(سائل) 1090 ، (غاز) 169 متر/ثانية
رقم CAS	7440-63-3

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الزينون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{124}Xe	0.095%	^{124}Xe هو نظير مستقر وله 70 نيوترون			
^{125}Xe	مصطنع	16.9 ساعة	ε	1.652	^{125}I
^{126}Xe	0.089%	^{126}Xe هو نظير مستقر وله 72 نيوترون			
^{127}Xe	مصطنع	36.345 يوم	ε	0.662	^{127}I
^{128}Xe	1.91%	^{128}Xe هو نظير مستقر وله 74 نيوترون			
^{129}Xe	26.4%	^{129}Xe هو نظير مستقر وله 75 نيوترون			
^{130}Xe	4.07%	^{130}Xe هو نظير مستقر وله 76 نيوترون			
^{131}Xe	21.2%	^{131}Xe هو نظير مستقر وله 77 نيوترون			
^{132}Xe	26.9%	^{132}Xe هو نظير مستقر وله 78 نيوترون			
^{133}Xe	مصطنع	5.247 يوم	$β^-$	0.427	^{133}Cs
^{134}Xe	10.4%	^{134}Xe هو نظير مستقر وله 80 نيوترون			
^{135}Xe	مصطنع	9.14 ساعة	$β^-$	1.16	^{135}Cs
^{136}Xe	8.86%	^{136}Xe هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			

ع · ن · ت

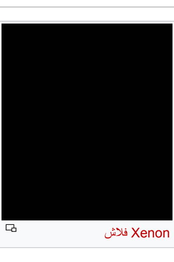
الزينون (بالإنجليزية:Xenon) عنصر كيميائي رمزه Xe ورقم ذري 54 في الجدول الدوري، كتلته الذرية 131.293 جرام/مول، رقمه الدوري 5، حالته القياسية غاز عند درجة حرارة 298 كلفن.[4][5][6] هذا العنصر غاز نبيل ثقيل لا لون ولا رائحة له. يوجد في الغلاف الجوي للأرض (بكميات قليلة جدا على هيئة مقادير خطية رغم أنه ليس له رد فعل عامة، يستطيع تحمل بعض التفاعلات الكيميائية كتركيب سداسي فلورو بلاتينات الزينون (Xenon hexafluoroplatinate) أول غاز نبيل مركب يمكن تركيبه. عنصر الزينون الموجود طبيعيا يتكون من تسعة نظائر مستقرة. هناك أيضا أكثر من 40 نظير غير مستقر تخضع للتحلل الإشعاعي. تعد نظائر الزينون وسيلة هامة لدراسة تاريخ النظام الشمسي. زينون-135 ينتج عن الانشطار النووي ويعمل كماص للنيوترونات في المفاعلات النووية. يستعمل الزينون في مصابيح الفلاش والمصابيح المقوسة وكذا التبنيج أو التخدير العام كما أن أول نموذج ليزر إكسيمر استعمل جزيء زينون ثنائ الوحدات (Xe_2) كوسيط ليزري.

محتويات [أخف]

تاريخ [عدل]

تم اكتشاف عنصر " زينون " في إنجلترا من قبل ويليام رامساي وموريس كرافرس في 12 جويلية 1898 فقط بعد اكتشافهما للعنصرين" كريبتون ونينون" لهذا الغاز. وجداه في البقايا المتبخرة لعناصر سائل جوي. اقترح رامساي اسم " زينون " لهذا الغاز من الكلمة اليونانية xenon مفردها xenes الذي يعني غريب أو ضيف في سنة 1902 توقع رامساي أن جزء من " زينون "في جو الأرض هو 1 من 20 مليون. خلال الثلاثينيات من القرن الماضي المهندس هارولد ادجرتون بدا في بحث تكنولوجيا الضوء strbe للتصوير العالي السرعة. أدى هذا به إلى اختراع المصباح الوامض المشغل بعنصر "زينون" الذي ينتج الضوء بإرسال تيار كهربائي سريع عبر أنبوب مليء بغاز "زينون" في 1934. ادجرتون كان قادرا على إنتاج ومضات قصيرة كجزء صغير من الثانية مايكرو ثانية بهذه الطريقة. في 1939 بدأ البرت وجوفير يبحث عن أسباب السكر للغطاسين في عمق البحر. اختبر التأثيرات المتنوعة الأمزجة المستنشقة على مواضيعه واكتشف أن ذلك سبب للغطاسين تغيرا عن الولوج في العمق. من خلال نتائجه استنتج ان غاز "زينون" يمكن استعماله كمخدر. رغم أن لزهراف في روسيا على ما يبدو درس تخدير غاز "زينون" في 1941 أول تقري منشور يؤكد التخدير بغاز "زينون" كان في 1946 من قبل ج.ه لورانس الذي جرب واختبر على الفئران. استعمل عنصر "زينون" لأول مرة كمخدر للجراحة في 1951 من طرف ستيوارت. كالن الذي أجري عمليات جراحية ناجحة على مريضين. عنصر "زينون" والغازات النبيلة الأخرى اعتبروا المدة طويلة أنهم كيميائيا وغير قادرة على التركيب أو إنتاج عناصر مركبة. لكن خلال التدريس في جامعة كولومبيا بريتش، اكتشف بارتلر ان غاز بلاتينيوم هيكسافلوريد (ptf6) عبارة عن عنصر أوكسيديزين قوي يستطيع أكسدة غاز الأكسجين O2 لتشكيل أو تركيب ديو كسجنيل هيكسا فيلوربلاتينات ((ptf6) O2.بما أن O2 و"زينون" لهما تقريبا نفس القدرة الأيونية الأولى، بارتلر تحقق أو استخلص أن بلاتين يوم هيكسافلوريد ربما يمكنه أيضا أكسدة "زينون". في 23 مارس 1962 اعتقد بارتلر أن تركيبته تكون X2 (ptf6). رغم أن عمله فيما بعد اكد احتمال كبير أن يكون مزيجا من عدة عناصر "زينون" تحتوي على أملاح. من ثم مركبات زينونية أخرى تم اكتشافها سويا مع بعض مركبات من غازات نبيلة. أرغون كريبتون رادون. إضافة إلى أرغون فليروهيديد (HA1F) كريبتون ديفليوريد (K1 F2) ورادون فلوريد حوالي سنة 1971 أكثر من 80 عنصر زينوني مركب تم التعرف عليها. في 1960 اكتشف الفيزيائي جون رينولدز أن أجزاء من نيازك احتوت على كميات غزيرة من نظائر شاذة في التركيبة من النظير زينون-129 واستنتج ان هذه الكمية هي ناتج اضمحلال للنظير المشع يود-129. نتج هذا النظير ببطء بواسطة الأشعة الكونية وانشطارات نووية، ولكن هذه الكمية من هذا النظير لا تتوفر إلا من خلال انفجار نجم. مع أن عمر النصف للنظير يود-129 قصير نسبيا بالمقارنة مع الفترات الزمنية للكون، عمر النصف لهذا النظير يبلغ 16 مليون سنة فقط، هذا يثبت أنه لم يمر إلا وقت قصير بين انفجار النجم وبين تجمد النيزك واحتجازه للنظير يود-129، هذين السببين (انفجار النجم وتجمد سحابة الغازات) يدلان على حدوث هذا في التاريخ المبكر للنظام الشمسي، وأيضا النظير يود-129 من المحتمل تكونه قبل تكون النظام الشمسي، ولكن ليس قبله بفترة طويلة، وقام ببذر أيونات سحابة الغازات الشمسية مع نظائر من مصدر آخر، ربما يكون انفجار النجم سببا لانهيار سحابة الغازات الشمسية. كان الاعتقاد السائد لفترة طويلة بأن الزينون والغازات النبيلة الأخرى خاملة كيميائيا وليست قادرة على الدخول في مركبات، على الرغم من ذلك، اكتشف نيل بارتليت خلال تدريسه في جامعة كولومبيا البريطانية أن غاز سداسي فلوريد البلاتين (PtF6) هو عامل أكسدة قوي يستطيع تحويل غاز الأكسجين (O2) إلى ثاني أكسيد سداسي فلوريد البلاتين O2[PtF6]، وبما أن جهد التأين الأول لكل من الأكسجين والزينون متقارب، أدرك بارتليت أن سداسي فلوريد البلاتين ربما يكون قادرا على إجراء تفاعل مع الزينون. في 23 مارس 1962، قام بارتليت بخلط الغازين معا وأنتج أول مركب كيميائي معروف لغاز نبيل: سداسي فلوريد بلاتين الزينون، اعتقد بارتليت خلال عملية التحظير هذا المركب أنه من الممكن وجود العديد من أملاح الزينون. منذ ذلك الحين، تم اكتشاف العديد من مركبات الزينون وتم التعرف على مركبات لغازات الكريبتون والرادون والأرجون مثل هيدرو فلوريد الأرجون (HArF) وثاني فلوريد الكريبتون (KrF2) وفلوريد الرادون (RnF).

الخصائص [عدل]



Xenon فلاش

وميض / بريق زينون: ذرة زينون هي معرفة بأنها تحتوي على نواة بـ54 بروتون تحت درجة حرارة وضغط قياسيين، غاز زينون النقي له كثافة ك 5.761 كغ/ م3 حوالي 45 مرات الكثافة السطحية لجو الأرض 1.217 كغ/ م3 كسائل >.[7] " زينون "له كثافة تساوي أو تفوق 3.100 غ/ل مع كثافة قصوى تحدث عند النقطة الثلاثية. تحت نفس الظروف كثافة زينون وهو صلب تعادل 3.640غ/ سم3وهي أعلى من كثافة المتوسطة للغرانيت 2.75 غ/ سم3 باستعمال giga pascal للضغط يتم اقحام " زينون " في مرحلة المعادن phase يتحول عنصر "زينون" الصلب من تكعيب وجه مركز fcc) (hcp)) هيكساغونال باكت وهي مرحلة كريستالية تحت الضغط تبدأ بالتحول إلى معدنية في حوالي 140 gpa دون ملاحظة تغير في الحجم في مرحلة hcp. هي معدن بالكامل 155 gpa. عند التمعدن عنصر "زينون" يبدو أزرقا سماويا لأنه يمتص الضوء الأحمر ويحول ترددات مركبة أخرى. هذا السلوك غير عادي بالنسبة لمعدن ويمكن شرحه بقصر سمك الروابط الإلكترونية نسبيا في عنصر زينون المعدني. "زينون" هو عضو من العناصر ذات valence الخارجية تحتوي على ثمانية إلكترونات. هذا ينتج رسم بيان أدنى وثابت للطاقة الذي من خلاله الإلكترونات الخارجية مرتبطة بإحكام. إلا أن عنصر "زينون" يمكن أن يؤكسد بعوامل أو عناصر مؤكسدة قوية وعدة مركبات كزينونية تم تركيبها. في أنبوب مليء بالغاز كزينون يبعث بريقا أو خزامى عندما يثار الغاز بإفراغ كهربائي يبعث أو يخرج كزينون مجموعة من أسطر أو خطوط الانبعاث التي تقرن الطيف المرئي إلا أن أغلب الخطوط الشديدة تظهر أو تحدث في منطقة اللون الأزرق الذي ينتج التلوين.

المواصفات الفيزيائية [عدل]

ينتج الزينون المعدني بتسليط ضغط بعدّة مئات كيلو بار. والزينون غاز نبيل أو غاز خامل يوجد بكميات قليلة في الجوّ وبنسبة (أقل مِنْ 1 جزء بالمليون حجما)، كما يوجد في جو المريخ بحدود حوالي 0.08 جزء بالمليون. من صفات الزينون أنه عديم الرائحةُ وعديم اللون.

قبل عام 1962 اعتقد بأنّ غاز الزينون وبقية الغازات النبيلة الأخرى لا يمكن تشكيل المركّبات منها. ومركّبات الزينون المعروفة الآن هي (الهيدرات، فوق زينئات الصوديوم، ديوتيرات، ثنائي الفلوريد، رباعي الفلوريد، سداسي الفلوريد)، ($XePtF_6$)، ($XeRhF_6$) والمتفجر العالي الانفجار المعروف بـ(ثلاثي أكسيد الزينون، XeO_3).

يعطي أنبوب الزينون المفرغ من الهواء وهج أزرق عندما يهيج بالتفريغ الكهربائيِ ويستعمل في المصابيح ذات الضوء القوي الوهاج Strobe Lamp.

الزينون يحصل عليه كناتج عرضي مِنْ تسيل وتجزيئه الهواء تحت ضغط عالي. وهذا لا يُجرى عادة في المختبرات، والزينون متوفرُ بشكل تجاري ويجهز في أسطوانات ذات ضغط عالي.

الوقوع والإنتاج [عدل]

كزينون هو غاز أثر في جو الأرض إحداث أو تقع عند 1+-87 جزء من المليار أو تقريبا جزء من 11.5 مليون جزء ويوجد أيضا في الغازات المنبعثة من بعض الينابيع المعدنية. كزينون يتحصل عليه تجاريا كإنتاج مزدوج من تقسيم الهواء إلى أكسجين ونيتروجين بعد هذا الانقسام عادة ينجز بالتقطير الجزئي في نبات ذو عمودين الأكسجين السائل المحصل عليه سيحتوي على كميات قليلة من الكريبتون والكزينون. بواسطة خطوات إضافية للتقطير الجزئي. الأكسجين السائل يمكن تغذيته للحصول 0.1-0.2٪من مزيج الكريبتون والكزينون الذي يستخلص إما عن طريق الامتصاص على silicagel أو بالتقطير أخير. مزيج الكريبتون والكزينون يمكنه عزله إلى الكريبتون والكزينون عبر التقطير استخلاص لتر واحد من الكزينون من الجو يستلزم 220 سا/واط. الإنتاج العالمي للكزينون في 1998 قدر ب 5000-7000م3 بسبب نقص وفرته. كزينون أغلى من الغازات النبيلة الأخف وزنا الأثمان التقريبية لشراء كميات قليلة في أوروبا 1999 10 اورو بالنسبة لعنصر الكزينون و 1 أورو ا/ل للكريبتون و 0.20 اورو/ل للنيون. داخل النظام الشمسي جزء النوى للكزينون هو 8-1.56x 10 لتوفير جزء في 64 من الكتلة الكلية. كزينون نادر رئيسيا في جو الشمس على الأرض وفي المذنبات والنيازك لكوكب المشتري وفرة عالية غير عادية من عنصر الكزينون في جزء حوالي 206 مرات أكثر من التي حول الشمس. هذه الوفرة العالية تبقي غير مفهومة وتكون غالبا نتيجة بناء قديم وسريع للكويكبات قبل اشتعال presolar disk مشكل الكيزون الأرضي المنخفض يمكن شرحه covalent bonding من كزينون إلى أوكسجين داخل quartz مما يؤدي إلى انخفاض الغاز الكزينون المنبعث إلى هواء. عكس الغازات النبيلة ذات الكتل القليلة العملية العادية ل stellar نيكليو سينتاسيس داخل نجم لا تشكل كزينون عناصر أكثر كتلة من الحديد irom56 عندها مقدار الطاقة صافي الإنتاج عبر الذوبان. إذن ليس هناك ربح للطاقة لنجم عند إنتاج كزينون عوضا من ذلك يشكل كزينزن خلال انفجارات بواسطة عملية الحصول على النيترون sprocess للنجوم الحمراء العملاقة التي تبعث الهيدروجين إلى بواطنها وتدخل asymptoptic giand branch الجدر العملاق الاسيمتوبتيكي في الانفجارات الكلاسيكية novae وتشكل تأكلا إشعاعيا لعناصر مثل الايودين واليورانيم والبلوتو نيم.

النظائر المشعة ودراسات النظائر (الاسوتوبات) والدراسات الاسوتوبية [عدل]

وجود كزينزن طبيعيا مكون من تسعة نظائر ثابتة جامدة الأكثر من أي عنصر باستثناء tih الذي يتكون من عشرة كزينون و tim هما فقط العنصران الذي لهما أكثر من سبعة اسوتوبات ثابتة. اسوتوبات Xe136، Xe134، Xe124, يتبنا انهما تستطيع تحمل تآكل beta المزدوج لكن هذا لم يلحظ قط لهذا يعدون عناصر ثابتة إضافة إلى هذه الأشكال الثابتة هناك أكثر من 40 اسو توب غير ثابة تتم دراستها. ينتج بتآكل beta I129 الذي يملك نصف حياة 16 مليون سنة في حين أنXe133 ، Xe134, Xe133M 135 Xe131M هب بعض من منتجات FISSION لكل من U235 و Pu39 واذن تستعمل كدلائل أو مشيرات للانفجارات النووية. نويات اثنين من النظائر والكزينون الثابتة X2 129 و 131 لها non zero intrissic anguler montent. الدورات النووية يمكن ترتيبها ما وراء مستويات الاستقطاب العادية بواسطة ضوء الاستقطاب الدائري وبخار rudbiridium الاستقطاب الدائري الناتج عن نويات الكزينون يمكن أن تفوق 50 من قيمتها القصوى الممكنة. سابقة القيمة القصوى لدرجة حرارة غرفة، حتى في أقوى المغانط. هذا الترتيب الغير متوازن للدورات هو ظرف أني ويسمى hyperpolarisation هذه العملية للكزينون تسمى opticapunping رغم أن هذه العملية مختلفة عن ضخ أشعة الليزر. لان نوى 139 Xeله دوران1/2 وعليه zéro Electric quadra pole moment لحظة صفر الكهرباء، نوى Xe 139 لا يختبر أي تفاعل quadra pole خلال التصادم مع ذرات أخرى. ولهذا hyperpolarisation خاصته يمكن السيطرة عليه لفترات طويلة من الوقت حتى بعد إطفاء شعاع الليزر وإخلاء أو تفريغ بخار alkaliبالتكثيف على مساحة درجة حرارة الغرفة. الدوران الاستقطاب Xe 139يمكنه الصمود لبضعة ثوان بالنسبة لذرات الكزينون المنحلة في الدم لبضع ساعات في مرحلة الغاز ولعدة أيام في الكزينون الصلب الشديد البرودة. على العكس Xe 131له قيمة دوران نووي تعادل 2/3 zéro Electric quadra pole moment كما له 5 مرات من التراخي في سلم الميلثانية(ms) وسلم الثانية(s). بعض الاسوبات الإشعاعية للكزينون مثل Xe 133 وXe 135تنتج بالنيوترون عديم الإشعاع لمعدن fission able داخل المفاعلات النووية Xe 135ذو أهمية معتبرة في عملية مفاعلات fission النووية. Xe 135 له قطاع cross هائل للنيوترنات الحرارية 6 102.6 x بارن. لذا يعمل لماص للنيوترنات أو يمكنه إبطاء أوقف التفاعل التسلسلي بعد مدة من العملية. اكتشف هذا في المفاعلات النووية الأولى المركبة من طرف مشروع ماتلتن الأمريكي لإنتاج البلوتنيوم. لحسن الحظ المصممون اوجدوا ذخائر ومستلزمات في التصميم لزيادة رد فعل المفاعل (عدد النيوترونات في fission التي تتابع fission ذرات أخرى لوقود نووي).تسمم مفاعل Xe 135لعب دورا هاما في حادثة تسنوبل. توقيف وانخفاظ طاقة مفاعل يمكن أن ينتج عنها تكوين Xe 135 والحصول على المفاعل في iodine pit. تحت ظروف معاكسة أو مضادة نسبيا التركيزات العالية لاسوتوبان الكزينون الاشعاعية يمكن إيجاده منبعثة من المفاعلات النووية بسبب إطلاق منتجات fission من تصدع قضبان الوقود أو fissioning اليورانيوم في الماء البارد. لأن كزينون راسم اثر لاثنين من الاسوتوبات معدلات السوتوب الكزينون في النيازك تعتبر وسيلة قوية لدراسة تكوين النظام الشمسي. طريقة كزينون الايودنيني للتاريخ تعطي الوقت المنقضي بين النظرية النووية وكثافة الشيء الصلب من nebulla الشمسي في 1960 الفيزيائي جون رينولدز اكتشف ان بعض النيازك تحتوي على شذوذ اسوتوبي على شكل وفرة عارمة من 129 xeron استنتج ان هذا كان تاكل الناتج من إشعاع ايودين 129 هذا الاسوتوب ناتج ببطا بواسطة fission cosmic ray spallation النووي. ولكن ناتج بكمية فقط بانفجارات supermorda اما بالنسبة لنصف حياة I129 هو قصير بالمقارنة على السلم الزمني الكوني فقط 16 ملون سنة اظهر بين هذا ان زمنا قصيرا فقط معنى SUPERNOVA ووقت تصلب النيازك واحتباس I129. هذان الحدثان تم استنتاجهما على إنهما حدث خلال العهد أو التاريخ القديم للنظام الشمسي. فيما يخص اوستوب I129 انتج تكوين النظام الشمسي لكن ليس بوقت بعيد. وزرع كتلة الغاز الشمسي باوستوبات من مصدر SUPERNOVA هذا قد يكون سبب انهيار أو دمار سحابة الغاز الشمسي. بطريقة مماثلة درجات كزينون الاسوتوبي Xe129 Xe130 Xe136 Xe130هما أيضا وسيلة جد قوية وهامة لفهم الاختلاف الكويكبي والانبعاث الخارجي للغاز في القديم مثل الجو أو هواء المريخ يظهر ان وفرة كزينون شبيهة بالتي على الأرض 0..8/.جزء مليون. لكن المريخ يظهر نسبة Xe 129اعلي من التي على الأرض أو على الشمس. بما أن هذا الاسوتوب ينتج عن تآكل إشعاعي النتيجة يمكن أن تشير إلى أن المريخ فقد أغلب هوائه prinordial ربما خلال المائة مليون سنة الأولى بعد تكون الكوكب. في مثال آخر شدة Xe129 الموجودة في ثاني اوكسيد الكربون الخاص بالغازات المخزنة في نيومكسيكو أعتقد أنها من تآكل الغازات المشتقة من mantle قريبا من تشكل الأرض.

مركبات الزينون [عدل]

بعد أن اكتشف نيل بارتلت الإكزنون Xenon يمكن أن يشكل تركيبة كيميائية، هناك عدد كبير من أنواع الإكزنون Xenon المركب تم اكتشافه ووصفه. من المعلوم أن تركيبة الإكزنون Xenon تحتوي على جزيئات الفليورين الإلكتروسالبة أو جزيئات الأكسجين. هناك ثلاث أنواع من الفلوريد مثل ثنائي فلوريد الزينون XeF2، ورباعي فلوريد الزينون XeF4، وسداسي فلوريد الزينون XeF6. الفلوريد هو نقطة بداية لبناء كل تراكيب الإكزنون Xenon، ويشكل الفليوريد البلوري الصلب XeF4، عند امتزاج غاز الفليورين المعرض للأشعة مافوق البنفسجية، أي التعرض لضوء نهار يومي كاف لإتمام هذه العملية. -يسخن XeF4 على درجة حرارة عالية بمساعدة وسائط كيميائية من XeF6 في حضور NAF. يلعب الإكزنون Xenon دور المستقبل حاله حال مستقبلات الفليوريد ومرسلات الفليوريد، بتشكيل الأملاح التي تحتوي على أيونات الموجبة مثل XeF3، XeF+ والشوارد مثل XeF8، XeF7، XeF5. يتشكل Xe+2 في المجال المغناطيسي القريب من اللون الأخضر، من نقص جزيئة XeF2 وغاز الإكزنون Xenon، ويمكن XeF2 أن يتشكل أيضا من ترابط المركبات مع أيونات المعادن المتحولة، أكثر من 30 نوع من المركبات تم بنائها وتخصيصها. كما أن فليوريدات الإكزنون Xenonمصنفة بطريقة جيدة في حين، أن Halides غير معروفة والإنشاء الوحيد هو الديكلوريد XeCl2، يجهز الإكزنون Xenon الديكلوريد ليصبح تركيبة بلورية غير ملونة لها حرارة داخلية والتي تتفكك في درجة حرارة 80C°من ترددات الإشعاعية العالية الناتجة عن امتزاج الإكزنون Xenon، الفليورين، السيليكونو الكاربون. وهناك احتمال أن تتراكلوريد Tetra-cloride يرتفع تحت تأثير الطقس، أي أن هناك علاقة طردية. XeCl هو تركيبة حقيقية وليس جزيئات الفندروالس Vanderwaals متكونة من مجموعات Xe الضعيفة وجزيئات Cl2 وقد أشارت بعض الحسابات النظرية أن الجزيئات الخطية XeCl2 هي أقل ثبات من مركب الفندروالس Vanderwaals.

الأكسيد والأكسوهاليد [عدل]

ترافلوريد الزينون

XeF_4 بلورات, 1962

هناك ثلاث أكسيدات من الكزينون معروفة هي ثلاثي أكسيد الزينون Xe O3 و(رباعي) ترو أكسيد الكزينون Xe O4 كلاهما عناصر خطيرة متفجرة وقوية ومؤكسدة. ثاني أكسيد الكزينون Xe O2 روج وأشيع سنة 2011 مع رقم مساواة من4، Xe O2 يتكون عندما يصب فليوريد الكزينون على الجليد. بنيته البلورية كريستالية قد تسمح له باستبدال السلوكون في المعادن والأملاح السليكاتية XeOO. SILICATE+ شاردة موجبة تم تعريفها عن طريق أشعة INJRATRED SPEDRSAPY في جزيئة الأرغون الصلبة. في المصابيح لا يتفاعل كزينون مع الأكسجين مباشرة، ثلاثي الأكسيد يتشكل بواسطة hudrolysis التحلل المائي ل Xe F6 وفق المعادلة التالية: Xe F6 + 3 H2o ---- XE O3 + 6HF XE O3 هومركب ضعيف حامضيا متحلل في ALKALLI لتكوين تشكيل أملاح xenate غير ثابتة (مستقرة) تحتوي على XeO-4 anion H هذه الأملاح الغير مستقرة سهلة التناسب disproportion إلى كزينون وأملاح perscesnate محتوية على anion 6Xe O+ Perscente الباريوم عند معالجتها بحامض الكبريت المركز ينتج رباعي tetr BaXeO6+ 2H2SO4 → 2BaSO4 + 2H2o + XeO4 لمنع التحلل تاتروكسيد المتشكليرد بسرعة لتشكيل نوع من الصلب الأصفر الشاحب ينفجر فوق 53.9 - درجة مئوية إلى كزينون وغاز الأكسجين عدد من أوكسيلفليوريدات الكزينون معروفة بما في ذلك XeOF2,XeOf4,XeO2F2,XeO3F2 XeOF2 يتكون بتفاعل OF2 مع غاز الكزينون في درجات حرارة منخفضة. يمك الحصول عليه أيضا بواسطة hydrolysis النسبي لـXeF4. يتجزأ (doproportiontes) في -20 درجة م إلى XeF2 وXeOF4. XeOf4 يتكون بالـ hydrolysis النسبي (الجزئي) لـ XeF6 أو يتفاعل XeF6 مع perscente الصوديوم Na4XeO6 تفاعل هذا الأخير ينتج أيضا كمية قليلة من XeOF4 .XeO2F2 يتفاعل مع CsF لتكوين XeOF-5 anion في حين يتفاعل XeOF3 مع فليوريدات معدن RbF, kF alkali وCs لتشكيل XeOF-4 anion بالإضافة إلى مركبات حيث يشكل زينون ترابط الكيميائي، ويمكن للزينون تشكيل في الشكل، حيث تكون ذرات الزينون محاصرة من قبل شعرية البلورية من مركب آخر. ومن الأمثلة على هيدرات زينون (H2O) اكس • 5,75)، حيث تشغل ذرات الزينون الفراغات في شعرية من جزيئات الماء. ولهذا المشبك نقطة ذوبان 24 درجة مئوية.و قد تم إنتاج إصدار بالديوتيريوم من هذا هيدرات ومشبك هيدرات هذا يمكن أن يحدث بشكل طبيعي في ظل ظروف الضغط العالي، كما هو الحال في بحيرة فوستوك تحت الغطاء الجليدي في القطب الجنوبي، ويمكن استخدام تشكيل مشبك لالأرجون، ومصابيح تقطير يمكن أيضا للزينون أن يشكل المركبات الفوليرين endohedral، حيث تحبس ذرة زينون داخل جزيء الفوليرين. ويمكن رصد ذرة زينون المحاصرة في الفوليرين النووية عبر 129Xe الرنين المغناطيسي الطيفي (الرنين المغناطيسي). باستخدام هذه التقنية، يمكن تحليل التفاعلات الكيميائية على جزيء الفوليرين، ونظرا لحساسية هذا التحول الكيميائي للذرة زينون مع بيئته. ومع ذلك، فإن ذرة زينون لها أيضا تأثير الإلكترونية على التفاعل الفوليرين. حينما تكون ذرات الزينون في حالة الطاقة الأساسية، فإنها تتنافر من بعضها البعض، وسوف لا تشكل صلة. عندما يتم تنشيط ذرات زينون، فإنها يمكن أن تشكل excimer (ديمر متحمس) حتى عودة الإلكترونات إلى الحالة الأساسية. ويتكون هذا الكيان لأن ذرة زينون تميل لملئ غلافها الإلكتروني الأبعد ويمكن باختصار القيام بذلك عن طريق إضافة الإلكترون من ذرة زينون المجاورة. العمر النموذجي لـلزينون excimerهو 1-5ms، وضمورها يطلق فوتونات بطول موجة من حوالي 150 نانومتر و173نانومتر يمكن أيضا للزينون أنdimers يشكل مع العناصر الأخرى، مثل الكلور، الهالوجينات، والبروم، الفلور.

مركبات أخرى [عدل]

•مؤخرا كان هناك اهتمام بمركبات الكزينون أين يكون الكزينون مرتبط مباشرة بعنصر كهروسلبي (سلبي الكترون) أقل من الفليورين أو الأكسجين خاصة الكربون carbon. مجموعات انسحاب الإلكترون كمجموعات بديل الفليورين، هامة (مهمة) لاستقرار هذه المركبات (العناصر المركبة). عدد من هذه امركبات تم تخصيصها (تميزها) بما في ذلك.-N-+C-CH3≡C6F5-Xe أين يكون C6F5 هو مجموعة النيتافليوروفينيل C6F5-Xe-X]2Xe[C6F5 أين X هو R-C≡C-Xe CN ،F ،Cl+ حيث R هو C2F-5 أو C6F5- tertbutyl (C6F5Xe)2I +XeF+ •مركبات أخرى محتوية على كزينون مرتبط بعنصر كهروسلبي أقل يستلزم F-Xe-N(SO2F)2 و F-Xe-BF2. هذا الأخير مستخلص من تيترا فليوروبورات الديوكسيجينيل dioxygenyl O2BF4 في 100- درجة مئوية. •إيرن غريب (غير عادي) يحتوي على الكزينون هو شاردة تيتراكزينونوغراد (II) AuXe2+u الذي يحتوي على الروابط Xe-Au. هذا الأيون يحدث في المركب AuXe4(Sb2F11)2 وهو ملاحظ على احتوائه روابط كميائية مباشرة بين ذرتين غير متفاعلتين معروفتين ـ الكزينون والذهب مع الكزينون يعمل كرابط معدني انتقالي. •1995 السيد رازانان ومساعديه علماء في جامعة هيلسنكي في فنلندا أعلنوا عن تحضير ديهيدريد الكزينون HXeH ولاحقا هيدروكسيد-هيدريدالكزينون HXeOh، هيدروكزينوأسيتيلين HXeCCH وجزيئات أخرى تحتوي على Xe. في 2008 خريشتشلف أعلن عن تحضير HXeOXeH بالـ phototolysis الخاص بالماء داخل مزيج الكزيون الكربوجيني (cryogenic). جزيئات HXeOD، Deuterted و DXeOH تم أيضا إنتاجها.

الاستخدامات [عدل]

يستخدم الزينون في ملء زجاجات المصابيح الكهربائية ذات الاستخدام الخاص وهو ذو كفاءة عالية. حيث تعطي مصابيح الزينون إضاءة قوية تقارب في سطوعها ضوء الشمس وتتميز بإضاءتها عن مصباح التنجستن هالوجين بثلاثة أضعاف مع توفير 40% بالطاقة الكهربائية المستهلكة فمصباح الزينون يحتوي على كبسولة زجاجية مضغوط بها غاز الزينون مع خليط من غازات أخرى قابلة للاشتعال ويحتاج خليط الغازات داخل مصباح الزينون إلى نظام كهربائي خاص يوفر فولتية عالية تصل إلى 25 كيلو فولت لتشغيل المصباح. ومن استخدامات الزينون أيضا في يومنا هذا انه أصبح يستخدم في اضواء السيارات الحديثة، فتوضع لمبة الزينون في مصباح السيارة فتعطي قوة ضوء أقوى بثلاث مرات من الهالوجين العادي (الضوء الأصفر) لذلك أصبح الزينون من الأشياء الضرورية في الحياة. هو فلاش حقيقي وليس ضوء عادي يستخدم في المناطق المعتمة جداً وهو يعطي إنارة قد تصل لعشرات الأمتار وقادر على إنارة أكثر من 30 متراً إنارة كاملة ويعطي سطوع يماثل سطوع ضوء الشمس في قوته أو ثلاثة أضعاف الإضاءة العادية بالتنجستن هالوجين مع توفير طاقة تقدر بـ 40% وعمر تشغيلي أكبر. يستخدم الإكزنون لصناعة فلاش الإكزنون ومصابيح الإكزنون خاصة في السيارات الزينون الذي يتفاعل كيميائياً وعند هذا التفاعل يطلق نوراً شديداً لأجزاء من الثانية. - يحتاج الهاتف أو الكاميرا المزودة بغاز الإكزنون Xenon أن تعيد شحن الغاز مرة أخرى كي يستعد لإطلاق الصورة الثانية وهي تستغرق في بعض الحالات أجزاء من الثانية. فلاش الإكزنون Xenonالموجود في الكاميرات نلاحظ أنه يحتوي على كبسولة زجاجية موجود فيها غاز الإكزنون Xenonمع خليط من غازات أخرى قابلة للاشتعال في حالة توفر طاقة كهربائية قادرة على التفاعل مع هذه الغازات وهي 25 كيلو فولت وهو الأمر الذي يجعل الفلاش يستهلك طاقة الهاتف بشكل أكبر. يستخدم ضوء الإكزنون Xenon في السيارات الحديثة أيضاً بحيث نلاحظ الفرق بين ضوء سيارة (الأبيض القوي) و(الأبيض المائل للصفرة) الأقل نوراً منها.

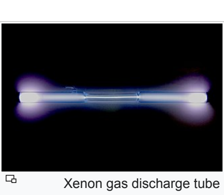
تطبيقات [عدل]

على الرغم من أن الزينون نادر وباهظ الثمن نسبيا لاستخراج من الغلاف الجوي للأرض إلا أن له عدد من التطبيقات.

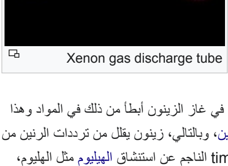
الإضاءة والبصريات [عدل]

مصابيح تفريغ الغاز [عدل]

يستخدم الزينون في أجهزة التي تشع ضوءا تدعى مصابيح فلاش زينون، والتي تستخدم في التصوير الضوئي ومصابيح اصطرابي ؛ لإثارة المتوسطة الناشطة في الليزر التي تولد ضوء متماسك ؛ وأحيانا في المصابيح جراثيم. اختراع ليزر الحالة الصلبة الأولى، في عام 1960، تم ضخها من قبل مصباح زينون فلاش، وأشعة الليزر المستخدمة في الانصهار الحبس بالقصور الذاتي من جانب مصابيح زينون فلاش.



Xenon short-arc lamp



Xenon gas discharge tube

لمصابيح الزينون المستمرة ذ ات الضغط العال درجة حرارة اللون تقارب وثيق ضوء الشمس ظهرا ويتم استخدامها في أجهزة محاكاة الشمسية. أي أن اللونية لهذه المصابيح تقترب كثيرا من مشعاع ساخنة الجسم الأسود الذي يحتوي على درجة حرارة قريبة لتلك الملاحظة من الشمس بعد أن تم تقد مها لأول مرة خلال الأربعينيات(1940s)، بدت هذه المصابيح بديلة لمصابيح الكربون قصيرة القوس (الأقصر عمرا) في شاشات السينما. تستخدم في 35mm نموذجية ونظم أيماكس الإسقاط في الفيلم، لمبات المصابيح الأمامية للسيارات، بالإضافة إلى استخدامات متخصصة أخرى. يعد قوس هذه المصابيح مصدر ممتاز من الأشعة فوق البنفسجية قصيرة الموجة ولديها انبعاثات مكثفة في الأشعة تحت الحمراء القريبة، والذي يستخدم في بعض نظم الرؤية الليلية. تستخدم الخلايا الفردية في عرض البلازما خليط من مصابيح النيون وزينون التي يتم تحويلها إلى البلازما باستخدام الأقطاب الكهربائية. تفاعل البلازما مع هذه الأقطاب الكهربائية تولد فوتونات الأشعة فوق البنفسجية، والتي تثير ثم طلاء الفوسفور الذي يغطي واجهة العرض. يتم استخدام الزينون بأنه "كبداية الغاز" في مصابيح الصوديوم ذات الضغط العالي، لديها أدنى موصلية حرارية وأقل جهد التأين من جميع الغازات النبيلة غير المشعة. كغاز الزينون، فإنه لا يتداخل مع التفاعلات الكيميائية التي تحدث في مصباح التشغيل. والموصلية الحرارية المنخفضة تقلل من الخسائر الحرارية في المصباح في حين أنه في حالة التشغيل، وجهد التأين المنخفضة يحسب انهيار جهد الغاز لتكون منخفضة نسبيا في الحالة الباردة، والذي يسمح للمصباح أن يكون أكثر سهولة لبدء التشغيل. الزينون هو أكبر وأثقل الغازات النبيلة غير المشعة وذلك معدل الانتشار والتسرب من خلال الزجاج أو أغلفة أخرى ضئيل بالنسبة إلى الغازات الخاملة البديلة. عند 169م/ ث، سرعة الصوت في غاز الزينون أبطأ من ذلك في المواد وهذا راجع إلى السرعة المتوسطة الأبطأ لذرات الزينون الثقيلة مقارنة مع جزيئات النيتروجين والأكسجين، وبالتالي، زينون يقلل من ترددات الرنين من الجهاز الصوتي عند استنشاقه. وتنتج هذا صوتا منخفضا متميزا، تأثير معاكس لصوت عال timbred الناجم عن استنشاق الهيليوم مثل الهليوم، زينون لا يلي حاجة الجسم للأكسجين. زينون على حد سواء خانق بسيطة ومخدر أقوى من أكسيد النيتروز، وبالتالي لم يعد العديد من الجامعات تسمح لحيلة الصوت لعرض الكيمياء العامة. بما أن زينون مكلف (غال) فإن سادس فلوريد الكبريت الغاز، وهو ما يماثل زينون في الوزن الجزئي (146 مقابل 131)، وتستخدم عموما في هذه الحيلة، ويعتبر خانق من دون أن يكون مخدّرا. من الممكن أن تتنفس بأمان الغازات الثقيلة مثل زينون أو سادس فلوريد الكبريت عندما يكونون في خليط مع الأكسجين، والأكسجين التي تضم ما لا يقل عن 20 % أكسجين ينتج بسرعة غيبوبة التخدير العام (واستخدمت لهذا، كما نوقش أعلاه). الاستنشاق يمزج غازات من كثافات مختلفة على نحو فعال وسريع جدا بحيث يتم إزالة الغازات الثقيلة مع الأكسجين، ولا تتراكم في الجزء السفلي من الرئتين وهناك مع ذلك، فإن خطر مرتبط مع أي غاز ثقيل بكميات كبيرة: فهو يقبع بخفاء في وعاء، وإذا دخل أي شخص إلى حاوية مليئة الغاز عديم اللون والرائحة، فإنه قد يجد نفسه يتنفسه دون دراي، ونادرا ما يستخدم زينون بكميات كبيرة بما يدعو لهذا القلق، على الرغم من احتمال وجود خطر في أي وقت بخزان أو حاوية من الكزيون يتم الاحتفاظ بها في مساحة عديمة التهوية. وزينون يعمل أفضل 5 neuroprotectant من الكيتامين أو أكسيد النيتروز، والتي لها آثار جانبية غير مرغوب فيها ثم إضافة غاز الكزنيون باعتباره عنصرا من مزيج التهوية لمولود الجديد في سانت مايكل، بريستول، انكلترا، والذين تعرضت فرص حياتهم للخطر لأنه ناجح، مما أدى إلى إذن من التجارب السريرية لحالات مماثلة.

ليزر [عدل]

قام في 1962، مجموعة من الباحثين في مختبرات بيل باكتشاف عمل الليزر في زينون، ووجدوا لاحقا أنه تم تحسين الحصول على ليزر الهليوم عن طريق إضافة إلى إصدار إشعاعات منتظمة مثل الليزر المتوسطة. ليزرالإكرايمز (excimer) أول استخدام ديمر زينون (Xe2) لتنشيطه بواسطة شعاع من الإلكترونات لإنتاج حفز الانبعاثات في الطول الموجي والأشعة فوق البنفسجية من 176 نانومتر. كلوريد زينون فلوريد الزينون المستخدمة في الليزر excimer (أو، بدقة أكبر، الليزر exciplex). استخدم زينون الفلوريد والزينون الكلوريد في الليزر excimer، على سبيل المثال، في بعض الأمراض الجلدية.

طبية [عدل]

التخدير [عدل]

وقد استخدم الزينون كمخدر عام. على الرغم من أنه مكلف، وآلات التخدير التي يمكن أن تنقل زينون على وشك أن تظهر في السوق الأوروبية، وذلك لأن التقدم في الانتعاش وإعادة تدوير الزينون من هذه الآلات ناجحة اقتصاديا. وقد اقترحت آليتان الفسيولوجية للتخدير زينون. أولها ينطوي على تثبيت آليات مضخة الكالسيوم أتباز atbase) (اتي تستخدمها الخلايا لإزالة الكالسيوم (Ca2 +) في غشاء الخلية من نقاط الاشتباك العصبي. وهذا ناتج عن تغيير متعلق بتكوين جزئي عندما يربط زينون إلى مواقع الغير قطبية داخل البروتين. أما الآلية الثانية تركز على التفاعلات غير محددة بين مخدر والغشاء الدهني. للزينون الحد الأدنى من تركيز السنخية (ماك) من 72 ٪ في سن ال 40، مما يجعل 44 ٪ أكثر فعالية من أكسيد النيتروز (N2O كمخدر. وهكذا يمكن استخدامه في تركيزات مع الأكسجين الذي يقل لديهم خطر نقص الأكسجة. وخلافا أكسيد النيتروز (N2O) زينون ليس غازات الدفيئة وذلك يعتبر أيضا أنها صديقة للبيئة. للزينون تنفيس في الجو ويجري عاد إلى مصدره الأصلي، لذلك لا الأثر البيئي المحتمل. للزينون حامي عصبي في علاج إصابات المخ والجروح الدماغية، لأنه خصم لمستقبلات ن ميثيل مد اسبارتاتي (مستقبلات NMDA). هذه المستقبلات تفاقم الضرر الناجم عن الحرمان من الاكسجين فيعمل الزينون كحامي عصبي أفضل من الكيتامين أو أكسيد النيتروز، والتي لها الآثار الجانبية. تمت إضافة غاز الزينون باعتباره عنصرا من مزيج التهوية عند المولود الجديد في مستشفى سانت مايكل، بريستول، انكلترا، والذين أصبحت فرص حياتهم واعدة وناجحة، مما أدى إلى السماح باستعماله في التجارب السريرية لحالات مماثلة.

التصوير [عدل]

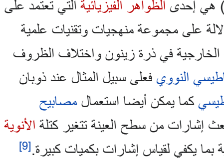
ويمكن استخدام انبعاثات غاما من Xe133 النظائرالمشعة من الزينون لتصوير القلب والرئتين، والدماغ على سبيل المثال، عن طريق الإشعاع الأحادي الفوتون المبرمج. كما تم استخدام Xe133 لقياس تدفق الدم. الزينون، ولا سيما العالي الاستقطاب Xe129، عامل تباين مفيد للتصوير بالرنين المغناطيسي. في المرحلة الغازية، ويمكن استخدامه لتصوير المساحات فارغة مثل صورة تجاويف في عينة المسامية أو الحويصلات الهوائية في الرئتين. وقد استخدمت فرط الاستقطاب يجعل 129Xe اكتشاف أكثر من ذلك بكثير عبر التصوير بالرنين المغناطيسي لدراسة والرئتين والأنسجة الأخرى. ويمكن استخدامه، على سبيل المثال، لتتبع تدفق الغازات داخل الرئتين. لأن زينون قابل للذوبان في الماء، وكذلك في المذيبات المائية، ويمكن استخدامه للحصول على صورالعديد من الأنسجة الحية البنة.[8]

رنين المغناطيسي النووي للزنون [عدل]

رنين المغناطيسي النووي Nuclear magnetic resonance أو اختصارا (إن.إم.آر NMR) هي إحدى الظواهر الفيزيائية التي تعتمد على الخواص المغناطيسية الميكانيكية الكمومية لنواة الذرّة. الرنين النووي المغناطيسي أيضا يستخدم للدلالة على مجموعة منهجيات وتقنيات علمية تستخدم هذه الظاهرة لدراسة الجزيئات من بنية وتشكيل فراغي. بسبب إتساع المسافة بين المدارات الخارجية في ذرة زينون واختلاف الظروف الكيميائية باختلاف الظروف البيئية المحيطة بها (ضوء، غازات..) يحدث تغير لطيف الرنين المغناطيسي النووي فعلى سبيل المثال عند ذوبان الزينون في الماء ثم إضافة بروتينات يمكن تمييز هذه البروتينات في المذيب بواسطة الرنين المغناطيسي كما يمكن أيضا استعمال مصابيح Hyperpolarized لوصف أسطح المواد باستعمال الرنين المغناطيسي النووي وذلك لأنه سيتم بعث إشارات من سطح العينة تتغير كتلة الأنوية الذرية وهذا ما يظهر في الاستقطاب بشكل انتقائي لغاز الزينون. وهذا يجعل من سطح إشارات قوية بما يكفي لقياس إشارات بكميات كبيرة.[9]

إستعمالات أخرى للزينون [عدل]

في تطبيقات الطاقة النووية، ويستخدم الزينون في غرف الفقاعات، من أجل التحقيقات، وغيرها من المجالات حيث الوزن الجزيئي عالي والطبيعة الخاملة غير مرغوب فيها. إحدى النتائج الجانبية لاختبار سلاح نووي هو إطلاق زينون133 - وزينون 135 المشعة .- يتم استخدام الكشف عن هذه النظائر لرصد الامتثال للمعاهدات حظر التجارب وكذلك تأكيد تفجيرات التجارب النووية من جانب الدول مثل كوريا الشمالية. يجري اختبار نموذج أولي لمحرك الزينون الأيوني في مختبر ناساللدفعjet.



نموذج لأداة اختبارية في ناسا تصدر أيون زينون في مختبر الدفع النفاث.

يتم استخدام الزينون السائل في سعرات حرارية لقياس أشعة غاما، فضلا عن وسيط للكشف عن جسيمات افتراضية ضخمة ضعيفة التفاعل، أو wimp. عندما يصطدم wimp مع نواة زينون، فإنه ينبغي، نظريا قطاع الإلكترون وخلق التلألؤ الابتدائي. باستخدام الزينون، يتم تمييز هذه الطاقة المتولدة بسهولة من الأحداث المماثلة التي تسببها الجزيئات مثل الأشعة الكونية. ومع ذلك، فإن تجربة الإطلاق في مختبر غران ساسو الوطنية في إيطاليا وII ZEPLIN والتجارب ZEPLIN III في مختبر Boulby تحت الأرض BOULBY في المملكة المتحدة حتى الآن فشلت في العثور على أي تأكيد wimps. وحتى لو تم الكشف عن أية wimps، سوف تعمل التجارب على تقييد خصائص المادة المظلمة وبعض نماذج الفيزياء. والكاشف الحالي في مرفق غران ساسو أظهرت حساسية مماثلة لتلك التي استعملت للكشف عن أفضل مبردة، وكان من المتوقع أن تزيد الحساسية بأمر بالغ الأهمية من ضخامة في 2009. زينون هو الوقود المفضل لدفع الأيوني لمركبات الفضائية نظرا لقدرته التأين المنخفضة في الوزن الذري، وإمكانية تخزينه كسائل في درجة حرارة الغرفة الأدنى (تحت ضغط عال) بعد تحويله بسهولة مرة أخرى إلى غاز لتغذية المحرك. الطبيعة الخاملة من الزينون تجعله صديق للبيئة ومقلل لتآكل المحرك إلى الأيوني من أنواع الوقود الأخرى مثل الزئبق أو السيزيوم. استخدم لأول مرة الزينون لمحركات أيون الأقمارالصناعية خلال السعينيات 1970 استعمل في وقت لاحق بوصفه دافع لمركبات(سمارت SMRT.1 الفضائية في أوروبا وايون لمحركات الدفع ثلاثي على المركبات الفضائية التابعة للناساناسا. كيميائيا، تستخدم مع مركبات perxenate كما المواد المؤكسدة في الكيمياء التحليلية. يتم استخدام الزينون باعتبارها etchant للسيليكون، وخاصة في إنتاج أنظمة ميكانيكية إلكترونية صغيرة (mems) يمكن إنتاج الأدوية المضادة للسرطان (5 – فلوروريوراسيل) من تفاعل الزينون مع الدفلوريد واليوراسيل يستخدم أيضا الزينون في البلورة البروتينية. بتطبيقه على الضغوط 0,5 حتى 5 ميغاباسكال (5-50 أجهزة الصراف الآلي) لبلورة البروتين، وترتبط ذرات الزينون في تجاويف هدروفوبية، وخالقتا في كثير من الأحيان مشتق الثقيل ذرة متجانس وذو الجودة العالية، والتي يمكن أن تستخدم في حل مشكلة المرحلة.

الاحتياطات [عدل]

العديد من المركبات المحتوية على الأوكسجين الزينون تعتبر سامة وذلك بسبب خصائص قوة أكسدتها، ومتفجرة بسبب ميلها لكسر الروابط في الزينون بالإضافة إلى عنصري الأكسجين ثنائي الذرة (O2) والذي يحتوي على الروابط الكيميائية أقوى بكثير من مركبات الإطلاق. يمكن حفظ غاز الزينون بأمان في الزجاج العادي أو مختومة الحاويات المعدنية في درجة الحرارة والضغط المطلوبة ومع ذلك، فإنه يذوب بسهولة في معظم منتجات البلاستيك والمطاط، ويتسرب تدريجيا من حاوية مغلقة مع مثل هذه المواد. الزينون غير سام، على الرغم من أنه لا يذوب في الدم وينتمي إلى مجموعة مختارة من المواد التي تخترق جدار الدماغ الدموي، مما يسبب التخديرالخفيف للجراحة العامة عند استنشاقه في تركيزات عالية مع الأكسجين.[10] في 169 م / ث، سرعة الصوت في غاز الزينون أبطأ من ذلك في الهواء ونظرا لتباطئ سرعة ذرات الزينون الثقيلة مقارنة مع جزيئات النيتروجين والأوكسجين. وبالتالي، يقلل الزينون من ترددات الرنين من الجهاز الصوتي عند استنشاقه. وتنتج هذه سمة خفض صوت جرس، ولها تأثير معاكس للأصوت العالية الناجمة عن استنشاق الهيليوم. مثل الهليوم، زينون لا يلبي حاجة الجسم للأوكسجين. زينون على حد سواء خانق بسيط ومخدر أقوى من أكسيد النيتروز، وبالتالي لم يعد العديد من الجامعات تسمح للحيلة صوت كتعبير الكيمياء العامة. لأن الزينون باهظ الثمن، وتستخدم عموما غاز سادس فلوريد الكبريت، وهو ما يماثل زينون في الوزن الجزيئي (146 مقابل 131)، في هذه الحالة، ويعتبر خانقة من دون أن يكون مخدر. فمن الممكن أن تتنفس بأمان الغازات الثقيلة مثل زينون أو سادس فلوريد الكبريت عندما يكونان في خليط مع الأكسجين، والأوكسجين يضم ما لا يقل عن 20٪ من الخليط. الزينون تركيز 80٪ مع 20٪ أكسجين ينتج بسرعة غيبوبة التخدير العام (واستخدمت لهذا، كما نوقش أعلاه). استنشاق خليط غازات من كثافات مختلفة على نحو فعال وسريع جدا بحيث يتم إزالة الغازات الثقيلة مع الأكسجين، ولا تتراكم في الجزء السفلي من الرئتين، ومع ذلك، فإن الخطر المرتبط بأي غاز ثقيل بكميات كبيرة وارد: ربما............ في وعاء، وإذا دخل الشخص مكان مليئ بغاز عديم اللون والرائحة، فإنه إنه يستنشقه دون أن يدري. ونادرا ما يستخدم زينون بكميات كبيرة بما يكفي لهذا القلق، على الرغم من احتمال وجود خطر في أي وقت خزان أو حاوية من الزينون يتم الاحتفاظ بها في مساحة عديمة التهوية.[11]

فوائد الزينون [عدل]

- يعطي إنارة أقوى من إنارة الضوء العادي صمام ثنائي باعث للضوء ولوناً أفضل.
- يمكن تركيبة مع شاتر عالي السرعة وعندها نحصل على صورة متوقفة للأجسام السريعة.
- بإستعمال مصابيح الزينون في السيارات يمكن تقليص الوفيات الناجمة عن حوادث المرور بما يساعد على تحسين الرؤية الليلية للسائقين وفي الوقت ذاته يحسن القدرة على التركيز. ونتيجة لذلك، فإن الضوء الأبيض المائل للزرقة للمصابيح الأمامية من Xenon يطيل مسافة التوقف بحوالي 30-50 مترا وفقا للحقيقة القائلة بأن المزيد من الضوء يسمح بالكشف عن المواقف الخطرة بشكل أسرع من نفس المسافة.

عيوب الزينون [عدل]

- سرعة استهلاك للبطارية مقارنة بضوء صمام ثنائي باعث للضوء العادي.

مراجع [عدل]

1. ^ [1]
2. ^ Lide, David R. (2004). "Section 4, Properties of the Elements and Inorganic Compounds; Melting, boiling, triple, and critical temperatures of the elements". *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (الطبعة 85th edition). Boca Raton, Florida: CRC Press. ISBN 0849304857.
3. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
4. ^ "Researchers Spell 'I.B.M.,' Atom by Atom". *New York Times*. نسخة محفوظة 25 فبراير 2018 على موقع واي باك مشين.
5. ^ Eremets, Mikhail I.; Gregoryanz, Eugene A.; Struzhkin, Victor V.; Mao, Ho-Kwang; Hemley, Russell J.; Mulders, Norbert; Zimmerman, Neil M. (2000). "Electrical Conductivity of Xenon at Megabar Pressures". فيزيكال ريفيو Letters. **85** (13): 2797–800. Bibcode:2000PhRvL..85.2797E. doi:10.1103/PhysRevLett.85.2797. PMID 10991236.
6. ^ Christe, K. O.; Dixon, D. A.; Sanders, J. C. P.; Schrobilgen, G. J.; Tsai, S. S.; Wilson, W. W. (1995). "On the Structure of the $[XeOF_5]^-$ Anion and of Heptacoordinated Complex Fluorides Containing One or Two Highly Repulsive Ligands or Sterically Active Free Valence Electron Pairs". *Inorg. Chem.* **34** (7): 1868–1874. doi:10.1021/ic00111a039.
7. ^ Williams, David R. (19 أبريل, 2007). "Earth Fact Sheet". NASA. مؤرشف من الأصل في 13 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 04 أكتوبر 2007.
8. ^ Cleveland, Z.I.; Möller, H.E.; Hedlund, L.W.; Driehuys, B. (2009). "Continuously infusing hyperpolarized 129Xe into flowing aqueous solutions using hydrophobic gas exchange membranes". *The journal of physical chemistry*. **113** (37): 12489–99. doi:10.1021/jp9049582. PMC 2747043. PMID 19702286.
9. ^ Gaede, H. C.; Song, Y. -Q.; Taylor, R. E.; Munson, E. J.; Reimer, J. A.; Pines, A. (1995). "High-field cross polarization NMR from laser-polarized xenon to surface nuclei". *Applied Magnetic Resonance*. **8** (3–4): 373. doi:10.1007/BF03162652.
10. ^ Finkel, A. J. (1 أبريل, 1968). "Metabolic and toxicological effects of water-soluble xenon compounds are studied". NASA. مؤرشف من الأصل في 03 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 04 أكتوبر 2007.
11. ^ Staff (1 أغسطس, 2007). "Cryogenic and Oxygen Deficiency Hazard Safety". Stanford Linear Accelerator Center. مؤرشف من الأصل في June 9, 2007. اطلع عليه بتاريخ 10 أكتوبر 2007.

زينون في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت — الجدول الدوري

ضبط استنادي	BNF: cb12144893f (data) · GND: 4190373-0 · LCCN: sh85148790 · NDL: 00575282
التصنيفات الطبية	*MeSH ID*: D014978
المعرفات الخارجية	*ChEMBL ID*: CHEMBL1236802 · *JSTOR ID*: xenon · *UMLS CUI*: C0043339 · *BNCF*: 38976
معرفات كيميائية	*ZVG number*: 7540 · *ChEMBL ID*: CHEMBL1236802 · *ECHA*: 100.028.338 · *NDF-RT ID*: N0000147400 · *PubChem CID*: 23991 · *KEGG ID*: C13373 · *UNII*: 3H3U766W84 · *ChEBI ID*: 49957 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID5064700 · *EC no.*: 231-172-7 · *ChemSpider ID*: 22427 · *Gmelin number*: 16318 · *CAS Number*: 7440-63-3 · *ATC code*: N01AX15 · *UN number*: 2036

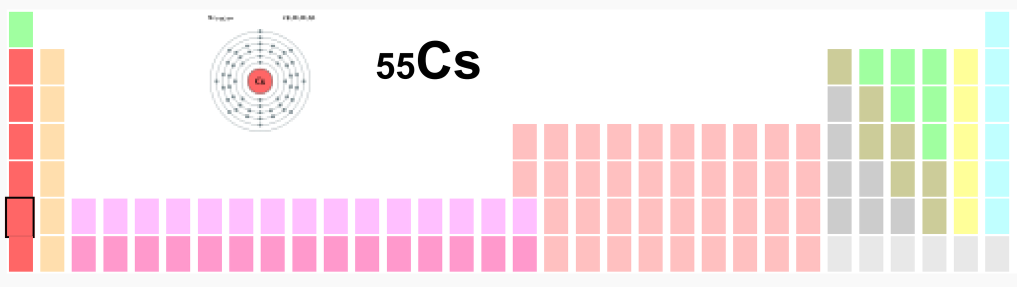
بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة صيدلة · بوابة طب

تصنيفات: زينون | أدوية تخدير عام | عناصر كيميائية | غازات صناعية | غازات نبيلة | مناهضات مستقبل ن-مثيل-د-أسبارتات | مناهضات نيكوتينية | ناهضات مستقبل الغلايسين

سيزيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

باريوم → **سيزيوم** ← زينون



المظهر	
فضي إلى ذهبي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سيزيوم، 55، Cs
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 6، s
الكتلة الذرية	132.9054519 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $6s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 8, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.93 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	1.843 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	301.59 ك، 28.44 °س، 83.19 °ف
نقطة الغليان	944 ك، 671 °س، 1240 °ف
النقطة الحرجة	1938 ك، 9.4 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	2.09 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	63.9 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	32.210 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	418	469	534	623	750	940

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.79 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 375.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 2234.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3400 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	265 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	244±11 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	343 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	205 أوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	35.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	97 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل يونغ	1.7 غيغاباسكال
معامل الحجم	1.6 غيغاباسكال
صلادة موس	0.2
صلادة برينل	0.14 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-46-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر السيزيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{133}Cs	100%	^{133}Cs هو نظير مستقر وله 78 نيوترون			
^{134}Cs	مصطنع	2.0648 سنة	ε	1.229	^{134}Xe
			$β^-$	2.059	^{134}Ba
^{135}Cs	نادر	$2.3×10^6$ سنة	$β^-$	0.269	^{135}Ba
^{137}Cs	نادر	30.07 سنة	$β^-$	1.174	^{137}Ba

ع · ن · ت

السيزيوم عنصر كيميائي له الرمز **Cs** والعدد الذري 55 في الجدول الدوري. وهو من العناصر النادرة، لونه ذهبي إلى فضي. ينتمي الي مجموعة الفلزات القلوية .يعتبر السيزيوم أنشط الفلزات. يتفاعل مع الهواء نتيجة نشاطه الكبير وتفاعله مع الماء يكون مصحوبا بانفجار. نقطة انصهاره منخفضة نسبيا حوالي 28 °س، أي أنه يذوب إذا لامس فقط كف إنسان، من الصعب الحصول عليه في حالته النقية، وكان أول من اكتشفه هو العالم السويدي سيتربرغ الذي حصل عليه من التحليل الكهربائي. أما في الوقت الحاضر فتقوم طريقة استحصاله كيميائياً على إزاحته من كلوريده بواسطة معدن الكالسيوم وقد اقترح هذه الطريقة الكيميائي الفرنسي أكسيل.

يتم الحصول على الجزء الأكبر من فلز السيزيوم من كلوريد السيزيوم بعملية كيميائية. ويتأين السيزيوم بسهولة عندما يسخن أو يعرض للضوء، حيث يتميز بالخاصية الكهروضوئية، وبسبب هذه الخاصية يستخدم السيزيوم في صمامات المضاعف الضوئي التي تقيس الضوء الضعيف جدًا. ويدرس العلماء استعمال السيزيوم وقودًا في محركات الدَّسر الأيوني في العربات الفضائية، كما أنهم يجرون تجارب على أساليب توليد القدرة التي تدخل فيها عملية تأيين السيزيوم.

أملاح السيزيوم تعطي لونا أزرقا بنفسجيا عند تعريضها للمنطقة غير المضيئة في لهب بنزن.

السيزيوم يشكل سبائك مع الفلزات القلوية الأخرى، وكذلك مع الذهب، وسبائك مع الزئبق. في درجة حرارة أقل من 650 درجة مئوية (1,202 °F)، فإنه لا سبائك مع الكوبالت والحديد والموليبدنوم والنيكل والبلاتين والتنتالوم أو التنجستين. أنها تشكل مركبات السبائك واضحة المعالم مع الأنتيمون، الغاليوم، الإنديوم والثوريوم، والتي هي حساسية و[8] ويمزج مع جميع الفلزات القلوية الأخرى (باستثناء الليثيوم)؛ وسبائك مع توزيع المولي من 41٪ السيزيوم، 47٪ البوتاسيوم، و 12٪ من الصوديوم لديه أدنى نقطة ذوبان أي سبيكة معدنية معروفة، في -78 درجة مئوية (-108 °F). [12] [16] A وقد تم دراسة عدد قليل من حشو: CsHg 2 أسود ذو البريق المعدني الأرجواني، في حين CsHg هو ذهبي اللون، وأيضا مع بريق معدني. [17]

الاكتشاف [عدل]

اكتشف السيزيوم العالمان الألمانيان روبرت بنسن و غوستاف روبرت كيرشهوف عام 1860م خلال التحليل الطيفي للمياه المعدنية في بلدة دوركهايم[2]، وفي عام 1882م تمكن الكيميائي كارل ستربرگ من عزل الفلز النقي.

اكتشف السيزيوم الذي أخذ اسمه من الكلمة اللاتينية *caesius* *التي* تعني أزرق سماوي بسبب اللون الأزرق الفاتح الذي يوجد في طيف الانبعاث. يعتبرالسيزيوم العنصر الأول الذي يكتشف بطريقة التحليل الطيفي وليس بطريقة كيمائية. يستخدم أيضاً في تصميم مناظير الرؤية الليلية نظراً لقدرته على الاستغناء عن إلكترونه بتأثير الأشعة تحت الحمراء.

تطبيقاته [عدل]

يستخدم السيزيوم في الساعات الذرية، أدوات الحفر النفطية، الألواح الشمسية.يستخدم في علاج سرطان الثدى ومرض هودجكن. يستخدم في صنع الخلايا الكهروَضوئية. قد استفيد من الخواص الكهرضوئية للسيزيوم في تصنيع جهاز الأنتروسكوب الذي يسمح برؤية باطن الأجسام غير الشفافة

المراجع [عدل]

1. ^ "Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds". *Handbook of Chemistry and Physics* (PDF) (الطبعة 81st). CRC press. اطلع عليه بتاريخ 26 سبتمبر 2010.
2. ^ {{استشهاد ويب| مسار = http://pubs.usgs.gov/of/2004/1432/2004-1432.pdf| عنوان =}}

في كومنز صور وملفات عن: سيزيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري <

ضبط استنادي	BNF: cb121655651 (data) · GND: 4147131-3 · LCCN: sh85022200 · NDL: 00570840
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-46-2 · ***HMDB ID***: HMDB0013669 · ***ECHA***: 100.028.323 · ***PubChem CID***: 5354618 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5036767 · ***ChEBI ID***: 30514 · ***EC no.***: 231-155-4 · ***ChemSpider ID***: 4510778 · ***ZVG number***: 7550 · ***UNII***: 1KSV9V4Y4I

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

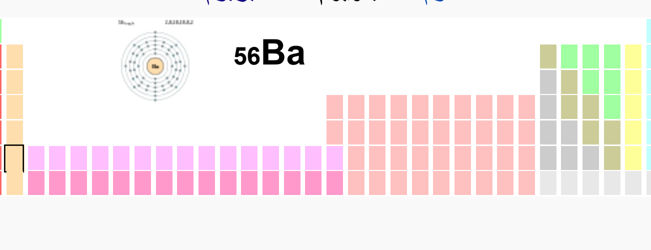
تصنيفات: سيزيوم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | مختزلات | ناهضات مستقبل الغلايسين

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
日本語
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات:
134
عدل الوصلات

باريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

لانثانوم ← **باريوم** → سيزيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	باريوم، 56، Ba
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 6، s
الكتلة الذرية	137.33 غ·مول−1
توزيع إلكتروني	[Xe]; $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	3.51 غ·سم−3
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	3.338 غ·سم−3
نقطة الانصهار	1000 ك، 727 °س، 1341 °ف
نقطة الغليان	2170 ك، 1897 °س، 3447 °ف
حرارة الانصهار	7.12 كيلوجول·مول−1
حرارة التبخر	140.3 كيلوجول·مول−1
السعة الحرارية (عند 25 °س)	28.07 جول·مول−1·كلفن−1

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	911	1038	1185	1388	1686	2170

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.89 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 502.9 كيلوجول·مول−1
	الثاني: 965.2 كيلوجول·مول−1
	الثالث: 3600 كيلوجول·مول−1
نصف قطر ذري	222 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	215±11 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	268 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	332 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	18.4 واط·متر−1·كلفن−1 (300 كلفن)
التمدد الحراري	20.6 ميكرومتر·متر−1·كلفن−1 (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	1620 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	13 غيغاباسكال
معامل القص	4.9 غيغاباسكال
معامل الحجم	9.6 غيغاباسكال
صلادة موس	1.25
رقم CAS	7440-39-3

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الباريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{130}Ba	0.106%	^{130}Ba هو نظير مستقر وله 74 نيوترون			
^{132}Ba	0.101%	^{132}Ba هو نظير مستقر وله 76 نيوترون			
^{133}Ba	مصطنع	10.51 سنة	ε	0.517	^{133}Cs
^{134}Ba	2.417%	^{134}Ba هو نظير مستقر وله 78 نيوترون			
^{135}Ba	6.592%	^{135}Ba هو نظير مستقر وله 79 نيوترون			
^{136}Ba	7.854%	^{136}Ba هو نظير مستقر وله 80 نيوترون			
^{137}Ba	11.23%	^{137}Ba هو نظير مستقر وله 81 نيوترون			
^{138}Ba	71.7%	^{138}Ba هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			

ع • ن • ت

الباريوم عنصر كيميائي رمزه *Ba* وله العدد الذري 56 في الجدول الدوري. وهو فلز أبيض فضي طري من الفلزات القلوية الترابية، تدخل أملاحه في صنع الزجاج والدهانات والألعاب النارية.

عَزَلَهُ الكيميائي البريطاني همفري دايفي عام 1808 م.[1]

محتويات [أخفِ]

التاريخ [عدل]

عرف الكيميائيون في أوائل العصور الوسطى بعض معادن الباريوم. تم العثور على أحجار شبيهة بالحصى الملساء من الباريت المعدنية في الصخور البركانية بالقرب من بولونيا بإيطاليا، وهكذا سُميت "حجارة بولونيا". تم استقطاب الكيميائيين لدراسة المعدن لأنه بعد التعرض للضوء فإنه يظل متوهجًا لسنوات.[2] وصف كاسكيلوراس خصائص الفسفوريت من الباريت الساخنة مع المواد العضوية في 1602.[3]

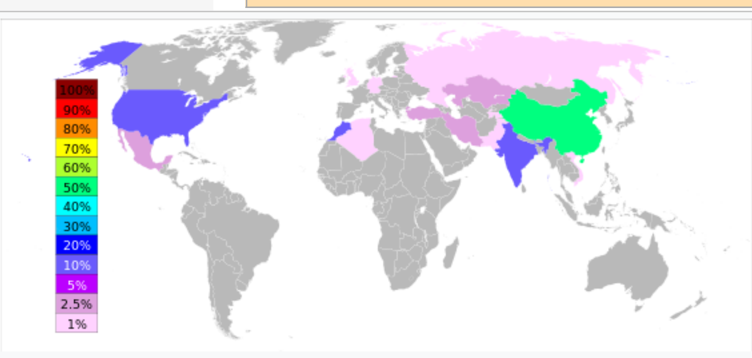
حدد كارل فلهلم شيله أن الباريت يحتوي على عنصر جديد في عام 1774، لكنه لم يستطيع عزل الباريوم، ولم يعزل إلا أكسيد الباريوم. عزل يوهان غوتليب جاه أيضًا أكسيد الباريوم بعد عامين في دراسات مماثلة. كان يُطلق على الباريوم المؤكسد في البداية اسم "باروت" بواسطة جوتون دو مورفو، وهو الاسم الذي تم تغييره من قبل أنطوان لافوازييه إلى باريتا. لاحظ عالم المعادن الإنجليزي ويليام ويبرينج أيضًا في القرن الثامن عشرمعدنًا ثقيلًا في مناجم الرصاص في كمبرلاند، المعروفة الآن بأنها أوفيريت. تم عزل الباريوم أولاً بواسطة التحليل الكهربائي لأملاح الباريوم المنصهر في عام 1808 على يد السير همفري ديفي في إنجلترا.[4] سمى ديفي المعدن الجديد، قياساً على الكالسيوم، واسمه "الباريوم" من مصطلح **باريتا** الذي يدل على العنصر المعدني.[2] حصل كل من روبرت بنسن وأوغوستوس ماتيسن على الباريوم النقي بواسطة التحليل الكهربائي لمزيج من كلوريد الباريوم وكلوريد الأمونيوم.[5][6]

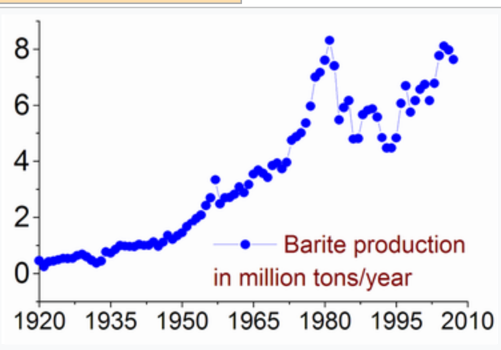
كان إنتاج الأكسجين النقي في عملية برين هو تطبيق واسع النطاق لبيروكسيد الباريوم في عام 1880، قبل أن يتم استبداله بالتحلل الكهربائي والتقطير التجزيئي للهواء المسال في أوائل القرن العشرين. في هذه العملية، يتفاعل أكسيد الباريوم عند 500-600 درجة مئوية (932–1121 فهرنهايت) مع الهواء لتكوين بيروكسيد الباريوم، والذي يتحلل فوق 700 درجة مئوية (1,292 درجة فهرنهايت) عن طريق إطلاق الأكسجين.[7][8]

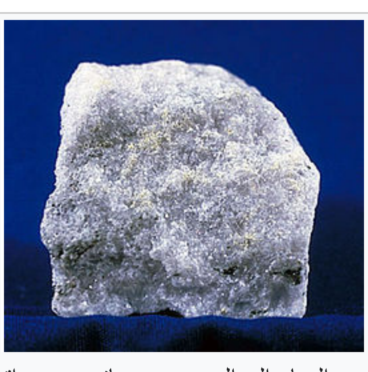
$$BaO + O_2 \rightleftharpoons 2\ BaO_2\ 2$$

تم استخدام كبريتات الباريوم لأول مرة كعامل مُظلل في التصوير بالأشعة السينية للجهاز الهضمي في عام 1908.[9]

أماكن تواجده واستخراجه [عدل]







من اليسار إلى اليمين: رسم بياني يوضح اتجاهات الإنتاج مع مرور الوقت، والخريطة التي تعرض مشاركات أهم البلدان المنتجة في عام 2010.

يتوافر الباريوم هي 0.0425٪ في القشرة الأرضية و 13 ميكروغرام / لتر في مياه البحر. يعدّ المصدر التجاري الرئيسي للباريوم هو الباريت (يُسمى أيضا الباريت أو الصاري الثقيل)، وهو معدن كبريتات الباريوم.[3] يتواجد الباريوم مع رواسب في أجزاء كثيرة من العالم. يعدّ اليوريت مصدر تجاري آخر ولكنه أقل أهمية بكثير من الباريت. تقع أماكن التواجد الرئيسية في إنجلترا، ورومانيا، والاتحاد السوفييتي السابق.[3]

يقدر احتياطي الباريت ما بين 0.7 و 2 مليار طن (طن). تم إنتاج أقصى قدر من الإنتاج، 8.3 مليون طن، في عام 1981، ولكن تم استخدام فقط 7-8 ٪ لمعدن الباريوم أو المركبات.[3] ارتفع إنتاج الباريت منذ النصف الثاني من التسعينات من 5.6 مليون طن في عام 1996 ل 7.6 في عام 2005 و 7.8 في عام 2011. تمثل الصين أكثر من 50٪ من هذا الناتج، تليها الهند (14٪ في 2011)، والمغرب (8.3٪)، والولايات المتحدة (8.2٪)، وتركيا (2.5٪)، وإيران وكازاخستان. (2.6 ٪ لكل منهما).[10]

يتم غسل الخامات المُختلطة وسحقها وتصنيفها وفصلها عن الكوارتز. إذا كان الكوارتز متواجد في مستويات عميقة في الخام، أو الحديد أو الزنك أو محتوى الرصاص وبمستويات مرتفعة بشكل غير طبيعي، عندئذ يتم استخدام التعويم الزبدي. ينتج عن تلك العلمية الباريت النقي 98 ٪؛ يجب أن تكون النقاوة أقل من 95٪، مع الحد الأدنى من محتوى الحديد وثنائي أكسيد السيليكون.[3]:7 ثم يتم تقليل الكربون إلى كبريتيد الباريوم::[3]:6

$$\uparrow BaSO_4 + 2\ C \rightarrow BaS + 2\ CO_2$$

يعدّ كبريتيد الباريوم القابل للذوبان في الماء هو نقطة البداية للمركبات الأخرى: يتفاعل الباريت مع الأكسجين فينتج الكبريت، مع حامض النيتريك والنترات، مع ثاني أكسيد الكربون فينتج الكربونات، وهكذا.:[3]:6 يمكن أن تتحلل النترات حراريًا مع معدن الباريوم بواسطة التخفيض مع الألومنيوم عند 1,100 درجة مئوية (2,010 درجة فهرنهايت).[3]:3 يتم إنتاج المركب بين الفلزي (مركب بين فلزي) $BaAl_4$ أولاً.:[3]:6

$$BaO + 14\ Al \rightarrow 3\ BaAl_4 + Al_2O_3\ 3$$

يتفاعل $BaAl_4$ مع أكسيد الباريوم لإنتاج المعدن. لاحظ أنه لا يتم تخفيض الباريوم.:[3]:3

$$BaO + BaAl_4 \rightarrow Ba \uparrow + 7\ BaAl_2O_4\ 8$$

يتفاعل أكسيد الباريوم المتبقي مع أكسيد الألومنيوم المشكل:[3]:3

$$BaO + Al_2O_3 \rightarrow BaAl_2O_4$$

والتفاعل الكلي هو:[3]:3

$$BaO + 2\ Al \rightarrow 3\ Ba \uparrow + BaAl_2O_4\ 4$$

يتم تكثيف بخار الباريوم وتعبئته في قوالب في جو من الأرجون.:[3]:3 يتم استخدام هذه الطريقة تجاريًا، وتنتج الباريوم عالى النقاء.[3]:4 يُباع عادة الباريوم بنسبة 99 ٪، مع الشوائب الرئيسية كونها السترونتيوم والكالسيوم (ما يصل إلى 0.8٪ و 0.25٪) وملوثات أخرى تساهم بأقل من 0.1٪..[3]:4

يحدث تفاعل مماثل مع السيليكون عند 1200 درجة مئوية (2,190 درجة فهرنهايت) مما ينتج عنه ميتاسيليكات الباريوم..[3]:4 لا يستخدم التحليل الكهربائي لأن الباريوم يذوب بسهولة في الهاليدات المنصهرة، مما ينتج عنه منتج غير متجانس..[3]:4

الأحجار الكريمة [عدل]

يتواجد مع معدن الباريوم، البنتوريت (سيليكات التيتانيوم الباريوم)، وهي أحجار كريمة زرقاء نادرة للغاية، ويُعتبر جوهرة الولاية الرسمية في كاليفورنيا.

السمية [عدل]

بسبب ارتفاع تفاعل المعدن، لا تتوفر البيانات السمية إلا للمركبات.[11] تعتبر مركبات الباريوم القابلة للذوبان سامة. تعمل أيونات الباريوم في الجرعات المنخفضة كمحفز للعضلات، وتؤثر الجرعات العالية على الجهاز العصبي، مما يسبب عدم انتظام في القلب، والهزات، والضعف، والقلق، وضيق التنفس، والشلل . قد تكون هذه السمية ناجمة عن Ba2 + التي تحجب قنوات أيونات البوتاسيوم، التي تعتبر مهمة للوظيفة الصحيحة للجهاز العصبي.[12] تشمل الأجهزة الأخرى التي تضررت من مركبات الباريوم القابلة للذوبان في الماء (أي أيونات الباريوم) العين، والجهاز المناعي، والقلب، والجهاز التنفسي، والجلد[11] مما يسبب، على سبيل المثال، العمى وازدواج الرؤية.[11]

لا يعدّ الباريوم مادة مسرطنة[11] ولا يتراكم بصورة حيوية..[13][14] يمكن أن تتراكم الأتربة المستنشقة التي تحتوي على مركبات الباريوم غير القابلة للذوبان في الرئتين، مسببة حالة حميدة تسمى الباريتوس.[15] تُصنّف الكبريتات غير القابلة للذوبان غير سامة ولا تصنف كسلع خطرة في لوائح النقل..[3]:9

ولتجنب حدوث تفاعل كيميائي قوي محتمل، يتم الاحتفاظ بمعدن الباريوم في جو الأرغون أو تحت الزيوت المعدنية. يعدّ التعرض للهواء خطير وقد يسبب الاشتعال. يجب تجنب تعرض الباريوم للرطوبة، والاحتكاك، والحرارة، والشرارة، والنيران، والصدمات، والكهرباء الساكنة، والتعرض للأكسدة والأحماض. يجب أن يكون أي شيء يمكن أن يتعامل مع الباريوم مؤرضًا كهربائيًا. ويجب على أي شخص يعمل مع المعدن أن يرتدي أحذية غير مسبوقة التنظيف، وملابس مطاطية مقاومة للهب، وقفازات مطاطية، ومئزر، ونظارات واقية، وقناع غاز. كما يُمنع التدخين في منطقة العمل. وينبغي الاغتسال بشكل كلي بعد التعامل مع الباريوم.[11]

المراجع [عدل]

1. ^ البعلبكي, منير (1991). "الباريوم". موسوعة المورد. موسوعة شبكة المعرفة الريفية. اطلع عليه بتاريخ 15 أيار 2013 م.
2. ↑ أ ب Krebs, Robert E. (2006). *The history and use of our earth's chemical elements: a reference guide*. Greenwood Publishing Group. صفحة 80. ISBN 0-313-33438-2. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
3. ↑ أ ب ت ث ج ح خ د ذ ر ز س ش ص ض ط ظ ع Kresse, Robert; Baudis, Ulrich; Jäger, Paul; Riechers, H. Hermann; Wagner, Heinz; Winkler, Jocher; Wolf, Hans Uwe (2007). "Barium and Barium Compounds". In Ullman, Franz (المحرر). *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Wiley-VCH. doi:10.1002/14356007.a03_325.pub2.
4. ^ Davy, H. (1808) "Electro-chemical researches on the decomposition of the earths; with observations on the metals obtained from the alkaline earths, and on the amalgam procured from ammonia," *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, vol. 98, pp. 333–370. نسخة محفوظة 07 ديسمبر 2016 على موقع واي باك مشين.
5. ^ Jensen, William B. (2009). "The Origin of the Brin Process for the Manufacture of Oxygen". *Journal of Chemical Education*. **86** (11): 1266. Bibcode:2009JChEd..86.1266J. doi:10.1021/ed086p1266.
6. ^ Ihde, Aaron John (1984-04-01). *The development of modern chemistry*. صفحة 681. ISBN 978-0-486-64235-2. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
7. ^ "Masthead". *Annalen der Chemie und Pharmacie*. **93** (3): fmi–fmi. 1855. doi:10.1002/jlac.18550930301.
8. ^ Wagner, Rud; Neubauer, C.; Deville, H. Sainte-Claire; Sorel; Wagenmann, L.; Techniker; Girard, Aimé (1856). "Notizen". *Journal für Praktische Chemie*. **67**: 490–508. doi:10.1002/prac.18560670194.
9. ^ Schott, G. D. (1974). "Some Observations on the History of the Use of Barium Salts in Medicine". *Med. Hist*. **18** (1): 9–21. doi:10.1017/S0025727300019190. PMC 1081520. PMID 4618587.
10. ^ Miller, M. M. Barite. USGS.gov نسخة محفوظة 07 يوليو 2017 على موقع واي باك مشين.
11. ↑ أ ب ت ث ج *Barium*. ESPI Metals. مؤرشف من الأصل في 01 يوليو 2019. اطلع عليه بتاريخ 11 يونيو 2012.
12. ^ Patnaik, Pradyot (2003). *Handbook of inorganic chemicals*. صفحات 77–78. ISBN 0-07-049439-8. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
13. ^ "Toxicity Profiles, Ecological Risk Assessment". US EPA. مؤرشف من الأصل في 10 يناير 2010. اطلع عليه بتاريخ 16 يونيو 2012.
14. ^ Moore, J. W. (1991). *Inorganic Contaminants of Surface Waters, Research and Monitoring Priorities*. New York: Springer-Verlag.
15. ^ Doig, A.T. (1976). "Baritosis: a benign pneumoconiosis". *Thorax*. **31** (1): 30–9. doi:10.1136/thx.31.1.30. PMC 470358. PMID 1257935.

روابط خارجية [عدل]

- Barium at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)
- Elementymology & Elements Multidict
- 3-D Holographic Display Using Strontium Barium Niobate

في كومنز صور وملفات عن: باريوم

ع • ن • ت **الجدول الدوري**

ع • ن • ت **مركبات الباريوم**

$BaBr_2$ · $BaCO_3$ · BaC_2O_4 · $Ba(ClO_3)_2$ · $BaCl_2$ · $BaCrO_4$ · BaF_2 · $BaFe_2O_4$ · BaI_2 · $Ba(NO_3)_2$ · BaO · BaO_2 · $Ba(OH)_2$ · BaS · $BaSO_4$ · $BaTiO_3$

ضبط استنادي	GND: 4140300-9 · LCCN: sh85011853 · LNB: 000302070 · NDL: 00560541
معرفات كيميائية	***ECHA***: 100.028.317 · ***PubChem CID***: 5355457 · ***EC no.***: 231-149-1 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID8023894 · ***CAS Number***: 7440-39-3 · ***ChEBI ID***: 32595 · ***ChemSpider ID***: 4511436 · ***ZVG number***: 8420 · ***UNII***: 24GP945V5T

بوابة طب | بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية

تصنيفات: باريوم | علم السموم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية ترابية | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
Slovenščina
اردو
中文
بقية الوصلات:
123
عدل الوصلات

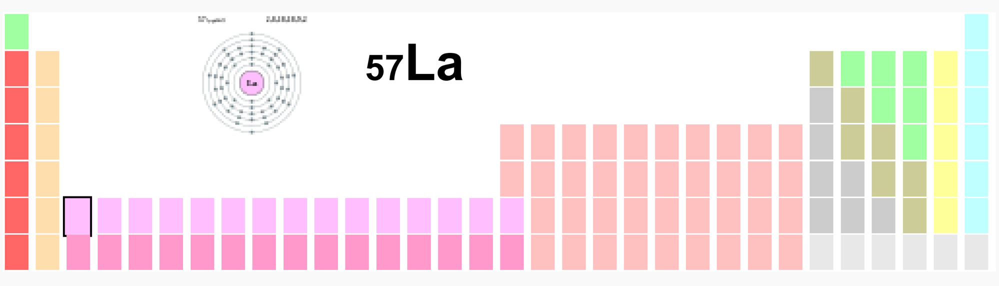
لانثانوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

اللانثانوم عنصر كيميائي له الرمز **La** والعدد الذري 57 في الجدول الدوري.[2][3][4]

محتويات [أخف]

سيريوم → **لانثانوم** ← باريوم



- ↑ La ↓ Ac

المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	لانثانوم، 57، La
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	138.90547 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $5d^1$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 18, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.162 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.94 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1193 ك، 920 °س، 1688 °ف
نقطة الغليان	3737 ك، 3464 °س، 6267 °ف
حرارة الانصهار	6.20 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	402.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.11 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار (قيم محسوبة)

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2005	2208	2458	2772	3178	3726

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	1.10 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 538.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1067 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 1850.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	187 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	207±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 615 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	13.4 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 12.1 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2475 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 36.6 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 14.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 27.9 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.280
صلادة موس	2.5
صلادة فيكرز	491 ميغاباسكال
صلادة برينل	363 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-91-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر اللانثانوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{137}La	مصطنع	60,000 سنة	ε	0.600	^{137}Ba
^{138}La	0.09%	1.05×10^{11} سنة	ε	1.737	^{138}Ba
			β$^-$	1.044	^{138}Ce
^{139}La	99.91%	^{139}La هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: لانثانوم

الأكتشاف [عدل]

ولقد أكتشف عنصر **اللانثانوم** العالم الكيميائي السويدي كارل جوستاف موساندر عام 1839.

أصل الأسم [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة اليونانية lanthanein و معناها الأكذوبة المخفية.

انظر أيضا [عدل]

- عنصر أرضي نادر

المراجع [عدل]

1. ^ *Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics* (PDF). CRC press. 2000. ISBN 0849304814.
2. ^ "معلومات عن لانثانوم على موقع academic.microsoft.com". academic.microsoft.com. مؤرشف من الأصل في 21 مارس 2020.
3. ^ "معلومات عن لانثانوم على موقع treccani.it". treccani.it. مؤرشف من الأصل في 25 مايو 2019.
4. ^ "FZLIPJUXYLNCLC-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d "معلومات عن لانثانوم على موقع ncbi.nlm.nih.gov". ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من "FZLIPJUXYLNCLC-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d الأصل في 22 أكتوبر 2020.

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <

ضبط استنادي	GND: 4034557-9 · LCCN: sh85074635
معرفات كيميائية	***NDF-RT ID***: N0000022394 · ***PubChem CID***: 23926 · ***HMDB ID***: HMDB0013711 · ***CAS Number***: 7439-91-0 · ***EC no.***: 231-099-0 · ***ChEBI ID***: 33336 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID0064676 · ***ZVG number***: 7570 · ***ECHA***: 100.028.272 · ***ChemSpider ID***: 22369 · ***Gmelin number***: 16203 · ***UNII***: 6I3K30563S

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الكيمياء**

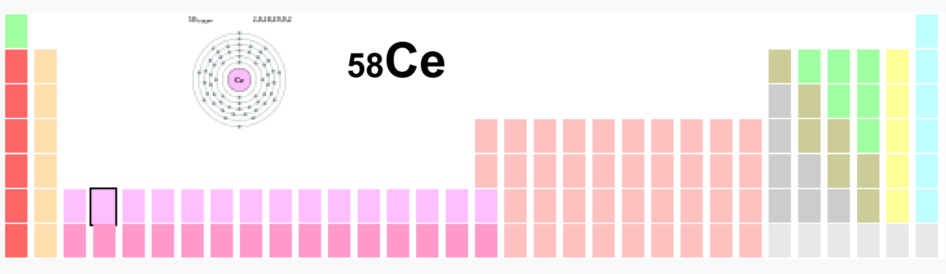
هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: لانثانوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات | معدلات تفارغية موجبة لمستقبل غابا أ

سيريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

براسوديميوم ← **سيريوم** → لانثانوم



- ↑ Ce ↓ Th

المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سيريوم، 58، Ce
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	140.116 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; 4f 5d $6s^2$ [1]
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 19, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.770 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.55 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1068 ك، 795 °س، 1463 °ف
نقطة الغليان	3716 ك، 3443 °س، 6229 °ف
حرارة الانصهار	5.46 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	398 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.94 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1992	2194	2442	2754	3159	3705

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, **3**, 2 (أكاسيد قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.12 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 534.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1050 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 1949 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	181.8 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	204±9 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بيتا، بولي) 828 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	11.3 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (غاما، بولي) 6.3 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2100 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل غاما) 33.6 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل غاما) 13.5 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل غاما) 21.5 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل غاما) 0.24
صلادة موس	2.5
صلادة فيكرز	270 ميغاباسكال
صلادة برينل	412 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-45-1

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر السيريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{134}Ce	مصطنع	3.16 يوم	ε	0.500	^{134}La
^{136}Ce	0.185%	^{136}Ce هو نظير مستقر وله 78 نيوترون			
^{138}Ce	0.251%	^{138}Ce هو نظير مستقر وله 80 نيوترون			
^{139}Ce	مصطنع	137.640 يوم	ε	0.278	^{139}La
^{140}Ce	88.450%	^{140}Ce هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			
^{141}Ce	مصطنع	32.501 يوم	β^-	0.581	^{141}Pr
^{142}Ce	11.114%	> 5×10^{16} سنة	$\beta^-\beta^-$	1.417	^{142}Nd
^{144}Ce	مصطنع	284.893 يوم	β^-	0.319	^{144}Pr

ع·ن·ت

السيريوم عنصر كيميائي له الرمز **Ce** والعدد الذري 58 في الجدول الدوري للعناصر.[3][4][5] ينتمي لمجموعة لانثينيدات.

الخصائص [عدل]

السيريوم معدن رمادي (أبيض فضي)، ويعتبر أكثر اللانثنيدات وفرة في الطبيعة.

في درجة الحرارة الاعتيادية، يكون ليِّنا ويتأكسد بسرعة مع الهواء.

المراجع [عدل]

1. ^ Ground levelsand ionization energies for the neutral atoms], NIST
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ "معلومات عن سيريوم على موقع bigenc.ru". bigenc.ru. مؤرشف من الأصل في 08 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن سيريوم على موقع ncbi.nlm.nih.gov". ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من "GWXLDORMOJMVQZ-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d الأصل في 8 أبريل 2020.
5. ^ "معلومات عن سيريوم على موقع fdasis.nlm.nih.gov". fdasis.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 08 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: سيريوم

ع·ن·ت الجدول الدوري <
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	GND: 4147480-6 · LCCN: sh85022138
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-45-1 · ***PubChem CID***: 23974 · ***HMDB ID***: HMDB0013672 · ***EC no.***: 231-154-9 · ***ChemSpider ID***: 22411 · ***ECHA***: 100.028.322 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID0058641 · ***ChEBI ID***: 33369 · ***Gmelin number***: 16275 · ***ZVG number***: 8430 · ***UNII***: 30K4522N6T

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: سيريوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

براسيوديميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

هذه المقالة بحاجة **لمراجعة خبير** مختص في مجالها. يرجى من المختصين في مجالها مراجعتها وتطويرها.

نيوديميوم ← **براسيوديميوم** → سيريوم	
المظهر	
أبيض رمادي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	براسوديميوم، 59، Pr
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	140.90765 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^3$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 21، 8، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.77 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.50 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1208 ك، 935 °س، 1715 °ف
نقطة الغليان	3793 ك، 3520 °س، 6368 °ف
حرارة الانصهار	6.89 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	331 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.20 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1771	1973	(2227)	(2571)	(3054)	(3779)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4، **3**، 2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.13 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 527 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1020 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2086 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	182 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	203±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة [1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 0.700 µأوم·متر
الناقلية الحرارية	12.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 6.7 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2280 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 37.3 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 14.8 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 28.8 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.281
صلادة فيكرز	400 ميغاباسكال
صلادة برينل	481 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-10-0
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر البراسوديميوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{141}Pr	100%	^{141}Pr هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			
^{142}Pr	مصطنع	19.12 h	β^-	2.162	^{142}Nd
			ε	0.745	^{142}Ce
^{143}Pr	مصطنع	13.57 يوم	β^-	0.934	^{143}Nd

ع • ن • ت

براسيوديميوم[2][3] أو **برازوديميوم**[3] (بالإنجليزية: Praseodymium) هو عنصر كيميائي رقمه الذريّ 59 ويرمز له **(Pr)**. البراسيوديميوم هو العنصر الثالث في سلسلة اللانثانيدات، وهو أحد العناصر النادرة على كوكب الأرض. ومن الخواص الفيزيائية التي يمتاز بها البراسيوديميوم مرونته وقابليته للسحب والطرق، بالإضافة إلى المظهر المتمثل باللون الفضيّ، كما أن لهذا العنصر قيمة كبيرة لما له من صفات مغناطيسية وكهربائية وكيميائية وضوئية.[4] يُعد البراسيوديميوم من العناصر نشطة التفاعل مما يجعل من الصعب العثور عليه بشكله الأصليّ، وتتكون على سطحه طبقة من الأكسيد أخضر اللّون عند تفاعله مع الهواء.[5]

دائمًا ما يتواجد البراسيوديميوم بشكل طبيعي مع العناصر النادرة الأُخرى، كما أنه العنصر الرابع الأكثر ندرة على الأرض؛ حيث يمثل تركيزه من القشرة الأرضية ما يعادل 9.1 جزء من المليون وهذه النسبة تقارب نسبة توافر البورون.[6] قام العالم الكيميائي السويدي كارل جوستاف موساندر عام 1841م باستخراج رواسب وبقايا أكسيد نادر سمّاه «ديديميوم» وذلك من رواسب ما سمّاه بـ «لانثانا»، وذلك عن طريق فصل أملاح السيريوم. وفي عام 1885م نجح البارون والكيميائي النمساويّ كارل أوير بفصل الديديميوم إلى عنصرين نتج عنهما ملحان لهما لونان مختلفان، وقد سمّاهُما «براسيوديميوم» و«نيوديميوم». وقد جاءت التسمية من الأصل الإغريقيّ لكلمة براسينوس «πράσινος» والتي تعني الأخضر، وكلمة ديديموس «δίδυμος» وتعني التوأم.[7] [8]

كما هو الحال في معظم العناصر النادرة، فإنّ من السهل جدًا للبراسيوديميوم أن يتشكل على حالة الأكسدة (+3)؛ التي تكون مستقرة فقط في المحلول المائي؛ وبالرغم من أنّ حالة الأكسدة (+4) معروفة في بعض المركبات الصلبة وفريدة بين اللانثانيدات، يمكن تحقيق حالة الأكسدة (+5) في ظروف العزل المطرسي.[9] أيونات البراسيوديميوم المائية خضراء مائلة للصفرة، وعلى نحو مماثل ينتج عن استخدام البراسيوديميوم في تركيب زجاج النظارات ظلال خضراء مصفرة متنوعة. وله العديد من الاستخدامات الصناعية لقدرته على ترشيح اللون الأصفر من مصادر الضوء.

محتويات [أخف]

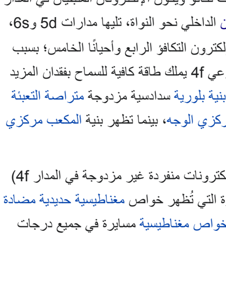
نبذة تاريخية [عدل]

في عام 1751م اكتشف عالم المعادن السويدي أكسل فريدريك كرونستيد معدنًا ثقيلًا داخل منجم في باستناس، سميّ فيما بعد باسم سيريت. بعد ثلاثين عامًا، قام فيلهلم هزينجر الذي كان عمره وقتئذٍ خمسة عشر عامًا -وهو أحد أفراد العائلة المالكة للمنجم- بإرسال عينة إلى كارل فلهلم شيله، لكن هذا الأخير لم يجد أي عنصر جديد في ذلك الوقت.[10] في عام 1803م، وبعد أن أصبح عند هزينجر صاحب مصنع للحديد، عاد إلى دراسة المعدن مع يونس ياكوب بيرسيليوس وقاما بفصل أكسيد جديد أطلقا عليه اسم سيريس نسبة إلى الكوكب القزم سيريس، الذي اكتُشِف قبل عامين. وفي ألمانيا، عزل مارتن كلابروت المركب سيريس بطريقة مستقلة وفي نفس الفترة الزمنية.[11]

خلال الفترة الزمنية الممتدة بين عامي 1839 و1843م، أوضح الجراح والكيميائي كارل جوستاف موساندر الذي كان يعيش في نفس منزل بيرسيليوس أن سيريس مزيج من الأكاسيد، وقام بفصل أكسيدين أطلق عليهما اسم لانثانا وديديميا. قام موساندر بتفكيك جزئي لعينة من نترات السيزيوم من خلال تسخينه بالهواء ومن ثم معالجة الأكسيد الناتج بحمض النتريك المخفف.[10] سميت المعادن التي كونت الأكاسيد الناتجة بـ«لانثانوم» و«ديديميوم». واتضح لاحقا أن اللانثانوم عبارة عن عنصر نقي، بينما الديديميوم هو عبارة عن مزيج من عناصر اللانثانيدات المستقرة من البراسيوديميوم إلى اليوروبيوم،[11] كما كان يشك مارك ديلافونفين بعد تحليل طيف المركب، بالرغم من ضيق وقته للعمل على فصله إلى العناصر المكونة له.[12]

لم يتم فصل العنصرين الثقيلين ساماريوم ويوروبيوم سوى في عام 1879م بواسطة باول-إيميل ليكوج دي بويسباودران واستغرق الأمر حتى عام 1885م ليتمكن كارل أوير فون فيلسباتش من فصل الديديميوم إلى الباسيوديميوم والنيوديميوم.[13] وبسبب أن النيوديميوم يحتل كمية أكبر من البراسيوديميوم في الديديميوم، فقد حافظ على المسمى القديم مع توضيح، في حين تم تمييز البراسيوديميوم بلون ملحه الأخضر الكراثي (الكلمة الإغريقية "πρασιος" تعني أخضر كراثي). أُقترِحت التركيبة الطبيعية للديديميوم في عام 1882م من قبل بوهيوسلاف برانر، والذي لم يوضح تجريبيًا طريقة الفصل.[14]

الخصائص [عدل]



كارل أوير فون فيلسباتش

الخصائص الفيزيائية [عدل]

يُعتبر البراسيوديميوم العنصر الثالث من سلسلة اللانثانيدات، ويظهر في الجدول الدوريّ بين لانثانيدي: النيوديميوم على اليسار والسيريوم على اليمين وفوق أكتينيد البروتكتينيوم، إضافةً لكونه من المعادن اللدنة وذي صلابة مقاربة لصلابة الفضة.[15] إلكتروناته الـ 59 موزعة على الهيئة **$[Xe]4f^36s^2$** ونظريًّا فإنّ جميع الإلكترونات الخمس الخارجية لها القدرة على التصرف كإلكترونات تكافؤ، لكن استخدام جميع هذه الإلكترونات الخمسة يتطلب شروط مشددة وعادة ما يمنح البراسيوديميوم ثلاث إلكترونات فقط لمركباته إلا أنّه في بعض الظروف قد يعطي أربع إلكترونات.[16] كما يعد أول اللانثانيدات التي تملك توزعًا إلكترونيًّا يتوافق مع مبدأ أوفباو الذي يتنبأ أنّ المدار 4f يملك مستوى طاقة أقل من تلك التي يمتلكها المدار 5d، وهذا المبدأ لا ينطبق على اللانثانوم والسِّيريُوم لأن الانكماش المفاجئ للمدار 4f لا يحدث سوى بعد اللانثانوم، وهو غير قوي كفاية في السيريوم لتجنب شغل (ملأ) المدار الفرعي 5d. ومع ذلك فإنّ البراسيوديميوم في الحالة الصلبة يأخذ الهيئة $[Xe]4f^36s^2$ بإلكترون واحد في المدار 5d كما هو الحال في باقي اللانثانيدات ثلاثية التكافؤ -عدا اليوروبيوم والإتيربيوم اللذان يكونان ثنائيا التكافؤ في الحالة الفلزية-.[17]

كمعظم الفلزات الأخرى في سلسلة اللانثانيدات، يستخدم البراسيوديميوم ثلاثة إلكترونات كإلكترونات تكافؤ ويكون الإلكترونان المتبقيان في المدار 4f مرتبطين بشكل قوي جدًا: وهذا لأن مدارت 4f هي الأكثر اختراقا لإلكترونات لب (en) الزينون الداخلي نحو النواة، تليها مدارات 5d و6s، ويزداد هذا الاختراق بزيادة الشحنة الأيونية. ومع ذلك فإنّ البراسيوديميوم يستطيع مواصلة فقدان إلكترون التكافؤ الرابع وأحيانًا الخامس؛ بسبب وجوده في بداية سلسلة اللانثانيدات حيث أنّ شحنة النواة ما تزال ضعيفة بالقدر الكافي والمدار الفرعي 4f يملك طاقة كافية للسماح بفقدان المزيد من إلكترونات التكافؤ.[4] وبالتالي، فإنّ البراسيوديميوم كأشباهه من أوائل سلسلة اللانثانيدات يملك بنية بلورية سداسية مزدوجة متراصة التعبئة عند درجة حرارة الغرفة. وعند درجة حرارة تقارب 560°س. تتحول بنيته البلوريّة إلى مكعب مركزي الوجه، بينما تظهر بنية المكعب مركزي الجسم بوقت قصير قبل درجة الانصهار عند درجة حرارة 935°س.

يعتبر البراسيوديميوم كباقي اللانثانيدات (عدا اللانثانوم والإيتربيوم واللوتيشيوم؛ الذّين لا يملكون إلكترونات منفردة غير مزدوجة في المدار 4f) ذو صفات مغناطيسية مسايرة عند درجة حرارة الغرفة.[16] وخلافا لبعض المعادن الأرضية النادرة التي تُظهر خواص مغناطيسية حديدية مضادة أو مغناطيسية حديدية على الترتيب عند درجات الحرارة المنخفضة، فإنّ البراسيوديميوم يكون ذو خواص مغناطيسية مسايرة في جميع درجات الحرارة فوق 1 كلفن.

نظائر البراسيوديميوم [عدل]

مقالة مفصلة: نظائر البراسيوديميوم

للبراسيوديميوم نظير واحد مستقر متواجد طبيعيًّا وهو ^{141}Pr. وبالتالي يعتبر عنصر أحادي النويدة، كما يمكن قياس وزنه الذريّ بدقة عالية لأنه ثابت في الطبيعة. يملك هذا النظير 82 نيوترونًا وهو عدد سحري يمنحه ثباتًا إضافيًّا. ينتج هذا النظير في النجوم خلال عمليتي الالتقاط النيوترونيّ السريع والبطيء.[18]

أمّا باقي النظائر الأخرى فلها عمر النصف أقل من يوم واحد -ومعظمها أقل من دقيقة واحدة- مع استثناء واحد للنظير ^{143}Pr حيث يصل عمر النصف الخاص به إلى 13.6 يوم، وينتج كِلا النظيرين ^{143}Pr و^{141}Pr عن انشطار اليورانيوم. يكون شكل الاضمحلال الأساسي للنظائر الأخف من النظير ^{141}Pr على هيئة انبعاث البوزيترون أو ظاهرة التقاط الإلكترون إلى نظائر السِّيريُوم، في حين أنّ النظائر الأثقل من ^{141}Pr تكون على هيئة اضمحلال بيتا إلى نظائر النيوديميوم.

الخصائص الكيميائية [عدل]

يتآكل معدن البراسيوديميوم في الهواء ببطئ حيث تتشكل طبقة من شواط الأكسيد مماثلة لصدأ الحديد، وهذا كافٍ لتآكل عينة أبعادها واحد سنتيمتر من معدن البراسودميوم بشكل كامل خلال ما يقارب سنة.[6] إضافةً لاحتراقه بسهولة عند درجة حرارة 150° س مكوّنه أكسيد البراسوديميوم (III، IV) الذي يعد مركبًا غير متكافئ قريب من Pr_6O_{11}:[19]

$$12\ Pr + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Pr_6O_{11}$$

ويمكن إرجاع هذا المركب إلى أكسيد البراسيوديميوم (III) (Pr_2O_3) بالتفاعل مع غاز الهيدروجين.[20] في حين أنّ أكسيد البراسيوديميوم PrO_2 هو الناتج الأكثر أكسدة من احتراق البراسيوديميوم ويمكن الحصول عليه إمّا عن طريق تفاعل معدن البراسيوديميوم مع الأكسجين النقي في ظرف درجة الحرارة 400° س و282 بار،[20] أو عن طريق فصل نواتج تفاعل Pr_6O_{11} في حمض الأسيتيك المغلي. قدرة البراسيوديميوم على إعادة التفاعل وافقت التوقعات حيث أنه أول وأكبر اللانثانيدات.[7] [8]

تَظهَر العديد من أكاسيد البراسيوديميوم ذات التركيب PrO_{2-x} بشكل غير متجانس وغير منتظم عند درجة حرارة 1000° س وعندما تتراوح قيم x بين 0 و0.25، لكن عند درجات الحرارة ما بين 400 و700°س تبدأ تظهر عيوب الأكاسيد بدلاً من انتظامها، مكونةً أطواراً حسب الصيغة العامة Pr_nO_{2n-2} بقيم n = 4، 7، 9، 10، 11، 12، ∞. هذه الأطوار PrO_y عادةً ما يرمز لها ب α و′β (غير متكافئ)، β (y= 1.833)، δ (1.818)، ε (1.8)، ζ (1.778)، ι (1.714)، θ، σ.[21]

يعرف البراسيوديميوم على أنّه عنصر موجب القطبية الكهربائية ويتفاعل ببطيء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن مكونًا هيدروكسيد البراسيوديميوم (III).[8]

$$2\ Pr (s) + 6\ H_2O (l) \rightarrow 2\ Pr(OH)_3 (aq) + 3\ H_2 (g)$$

تتفاعل معادنه مع جميع الهالوجينات ليكون هاليدات ثلاثية:[8]

$$2\ Pr (s) + 3\ F_2 (g) \rightarrow 2\ PrF_3 (s)\ [green]$$
$$2\ Pr (s) + 3\ Cl_2 (g) \rightarrow 2\ PrCl_3 (s)\ [green]$$
$$2\ Pr (s) + 3\ Br_2 (g) \rightarrow 2\ PrBr_3 (s)\ [green]$$
$$2\ Pr (s) + 3\ I_2 (g) \rightarrow 2\ PrI_3 (s)$$

من المركبات المعروفة أيضًا رباعي الفلوريد PrF_4، وينتج عن تفاعل خليط من فلوريد الصوديوم وفلوريد البراسيوديميوم (III) مع غاز الفلورين لينتج Na_2PrF_6 متبوعًا بإخراج فلوريد الصوديوم من الخليط المتفاعل مع فلوريد الهيدروجين السائل.[22] بالإضافة إلى أنّ البراسيوديميوم يشكل ثنائي ديوداید البرونز مثل ديوديدات اللانثانيوم والسيريوم والغادولينيوم، والبراسيوديميوم (III) مركب كهربائي قطبي. ويذوب البراسيوديميوم بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف ليشكل محاليل تحتوي على أيونات خضراء مصفرّة Pr^{3+} تظهر على شكل معقّدات $[Pr(H_2O)_9]^{3+}$.[23]

$$2\ Pr (s) + 3\ H_2SO_4 (aq) \rightarrow 2\ Pr^{3+} (aq) + 3\ SO_4^{2-} (aq) + 3\ H_2 (g)$$

ذوبان مركبات البراسيوديميوم (IV) في الماء لا ينتج عنه محاليل تحتوي على أيونات صفراء Pr^{4+}؛[9] وذلك بسبب الموجبية العالية المعيارية لجهد الاختزال لزوجي Pr^{4+}/Pr^{3+} عند +3.2 فولت، فهذه الأيونات غير مستقرة في المحلول المائي، وتتأكسد المياه لتصبح مخففة ل Pr^{3+}. وقيمة الجهد لزوج الـ Pr^{3+}/Pr تساوي -2.35 فولت. مع ذلك فإنّ Pr^{4+} في الأوساط المائية عالية القاعدية يمكن أن تنتج عن التأكسد مع الأوزون.[24]

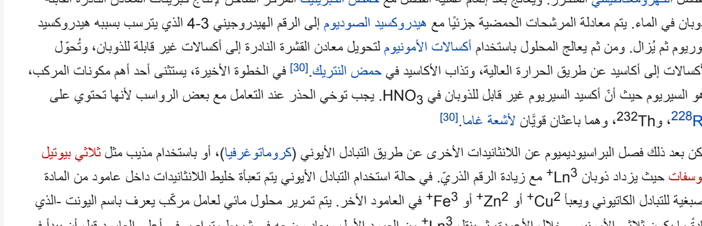
بالرغم من أنّ البراسيوديميوم (V) في الحالة الصلبة غير معروف، إلا أنّ وجود البراسيوديميوم في حالة الأكسدة +5 -مع توزيع إلكتروني مستقر السابق لغاز الزينون النبيل- تحت ظروف غشاء الغازات النبيل العازل تم تسجيلها في عام 2016م. تم تحديد الأصناف المحددة في حالة الأكسدة +5 كـ $[PrO_2]^+$، ونواتجها O2، وAr، و$PrO_2(\eta^2-O_2)$.[25]

تشبه مركبات البراسيوديميوم العضوية إلى حد كبير باقي اللانثانيدات، حيث أنّ كلهم يتشاركون في عدم القدرة على اجتياز / تحطيم رابطة π.[26] وبالتالي فهي في الأغلب محصورة لأغلب السيكلوبنتاديدنات الأيونية -مماثلة في البنية مع اللانثانيوم- ورابطة σ الألكيل البسيط والبنسيل، وبعضها قد يكون مبلمر. يكون التناسق الكيميائي في البراسيوديميوم موجود بصورة كبيرة جدًّا، الأيونات الكهروضوئية الموجبة Pr^{3+}، وهي فعلاً مشابهة إلى حد كبير باقي اللانثانيدات الأولية مثل La^{3+} وCe^{3+} وNd^{3+}.

وعلى سبيل المثال، فإنّ اللانثانوم والسِّيريُوم والنيوديميوم ونترات البراسيديميوم كلها تُكوّن كلًّا من المركبات 4:3 و1:1 مع إيثر 18-تاج-6، في حين أنّ اللانثانيدات المتوسطة من البروميثيوم وصولاً إلى الغادولينيوم تستطيع فقط تكوين المركبات 4:3، ومن جهة أخرى فإنّ اللانثانيدات الأخيرة /الذيلية من التربيوم حتى اللوتيشيوم لا يمكنها النجاح في عملية ترتيب جميع روابط المركبات. تملك البراسيوديميوم أرقام تناسق عالية مع إنهّا غير مؤكدة مع ضعف في البنية الكيميائية لها باستثناءات لتلك الناتجة عن الترابطات الضخمة مثل ثلاثية التناسق $[Pr\{N(SiMe_3)_2\}_3]$. هناك أيضًا بعض مخاليط الأكاسيد والفلوريدات التي تشتمل على البراسيوديميوم (IV)، لكنها لا تملك تناسق كيميائي ذو قيمة في هذه الحالات المؤكسدة مثل السِّيريُوم المجاور لها.[27]

التواجد والإنتاج [عدل]

لا يعد البراسيوديميوم من العناصر النادرة بشكل خاص، حيث أنّه يشكل 9.1 مغ/كغ من القشرة الأرضية. هذه القيمة تتمركز بين تركيز الرصاص (13 مغ/كغ) والبورون (9 مغ/كغ) في القشرة الأرضية، ويعتبر من رابع العناصر الوفيرة من اللانثانيدات،[28] بعد السِّيريُوم (66 مغ/كغ)، والنيوديميوم (40 مغ/كغ)، واللانثانوم (35 مغ/كغ)؛ وإنّه أقل وفرة من عناصر الأرض النادرة الإتريوم (31 مغ/كغ) والسكانديوم (25 مغ/كغ).[29] جاء تصنيف البراسيوديميوم على أنه عنصر نادر في الأرض نسبة إلى «مكونات الأرض المشتركة» مثل الحجر الجيري والمنغنيز، والتي تتكون من مجموعة من العناصر المعروفة سهلة الاستخراج ومطلوبة تجاريًا. وعلى الرغم من أنّه ليس نادراً بشكل خاص، إلا أنّه لم يعتبر قط كعنصر نادرًا في القشرة الأرضية من المعادن الحاملة للبراسيوديميوم. ودائمًا ما يسبقه السِّيريُوم واللانثانيوم والنيوديميوم أيضًا.[30]



يشبه حجم أيون البراسيوديميوم الثلاثي (Pr^{3+}) اللانثانيدات الأولى في مجموعة السيريوم (من الساماريوم إلى اليوروبيوم) التي تتبع الجدول الدوريّ، وبالتالي يميل الأيون إلى التفاعل مع مجموعة السيريوم في الفوسفات، والسيليكات، والكربونات، مثل المونازيت ($M^{III}PO_4$) والباستناسايت ($M^{III}CO_3F$)، بحيث يرمز الحرف M إلى معادن الأرض النادرة ماعدا السكانكيوم والبروميثيوم المشع (معظمهم Ce، وLa، وY، والقليل من Nd، وPr). يفتقر الباستناسايت إلى الثوريوم واللانثانيدات الثقيلة، كما أن اللانثانيدات الخفيفة النقية أقل مشاركة فيه. ويعالج الخام من هذه المادة بعد تحطيمه وسحقه أولًا بحمض الكبريتيك المركز الساخن، وثاني أكسيد الكربون، وفلوريد الهيدروجين، ورباعي فلوريد السيليكون. بعد ذلك يتم تجفيف المنتج وترشيحه بالماء، تاركًا أيونات اللانثانيد الأولى، بما في ذلك اللانثانم، في محلول.[30]

يتكون المونازيت عادة من كل معادن القشرة الأرضية النادرة، والثريوم بشكل خاص. يمكن فصل المونازيت -بسبب خواصه المغناطيسية- بالفصل الكهرومغناطيسي المتكرر. ويعالج بعد إتمام عملية الفصل مع حمض الكبريتيك المركز الساخن لإنتاج كبريتات المعادن النادرة القابلة للذوبان في الماء. يتم معادلة المرشحات الحمضية جزئيًا مع هيدروكسيد الصوديوم إلى الرقم الهيدروجيني 3-4 الذي يترسب بسببه هيدروكسيد الثوريوم ثم يُزال. ومن ثم يعالج المحلول باستخدام أكسالات الأمونيوم لتحويل معادن القشرة النادرة إلى أكسالات غير قابلة للذوبان، وتُحوّل الأكسالات إلى أكاسيد عن طريق الحرارة العالية، وتذاب الأكاسيد في حمض النتريك.[30] في الخطوة الأخيرة، يستثنى أحد أهم مكونات المركب، وهو السيريوم حيث أنّ أكسيد السيريوم غير قابل للذوبان في HNO_3. يجب توخي الحذر عند التعامل مع بعض الرواسب لأنها تحتوي على ^{228}Ra، و^{232}Th، وهما باعثان قويَّان لأشعة غاما.[30]

يمكن بعد ذلك فصل البراسيوديميوم عن اللانثانيدات الأخرى عن طريق التبادل الأيوني (كروماتوغرفيا)، أو باستخدام مذيب مثل ثلاثي بيوتيل الفوسفات حيث يزداد ذوبان Ln^{3+} مع زيادة الرقم الذريّ. في حالة استخدام التبادل الأيوني يتم تعبأة خليط اللانثانيدات داخل عامود من المادة الصبغية للتبادل الكاتيوني ويعبأ Cu^{2+} أو Zn^{2+} أو Fe^{3+} في العامود الأخر. يتم تمرير محلول مائي لعامل مركّب يعرف باسم اليونت -الذي عادةً ما يكون ثلاثي الأمونيوم- خلال الأعمدة، ثم ينقل Ln^{3+} من العمود الأول ويعاد وضعه في شريط متراص في أعلى العامود قبل أن يبدأ في إعادة التموضع بواسطة NH_4^+. تزداد طاقة غيبس الحرة لتكوين المركبات Ln(edta·H) على طول اللانثانيدات بما يقارب ربع من Ce^{3+} حتى Lu^{3+}، حيث يتنزل كاتيونات Ln^{3+} عامود النمو في نطاق ومن ثمّ تجزأ على نحو متكرر، وتُزال من الأثقل إلى الأخف وزنًا. بعدها ترسَّب كأكسالات غير ذائبه، ثم تحرق لتكوين أكاسيد، وأخيرًا تختزل إلى معادن.

التطبيقات [عدل]

حقق ليو موسر بن لودفيغ موسر مؤسس شركة موسر للزجاج في التشيك التي تعرف الآن باسم كارلوفي فاري نجاحًا في استعمال البراسيوديميوم لتلوين الزجاج في أواخر العشرينيات من القرن الماضي، حيث قام بتلوين كوب زجاج باللون الأخضر المصفر ما يعرف باسم «براسيمِت» (بالإنجليزية: Prasemit). ورغم ذلك النجاح لم يلقى رواجًا كبيراً في تلك الفترة لوجود بدائل تعطي نفس اللون بتكلفة أقل، مع ذلك فقد تم تلوين بعض القطع. كما قام موسر بمزج البراسيوديميوم مع النيوديميوم لإنتاج زجاج الهيليوليت -وهي كلمة ألمانية الأصل-، الذي انتشر على نحوٍ واسع.[31] أول استخدام تجاري للبراسيوديميوم المنقى الذي مازال مستمراً إلى يومنا الحالي يكون شكله على هيئة صبغة برتقالية مصفرة، البراسيوديميوم الأصفر وهو لون السيراميك؛ عبارة عن محلول صلب في شبكة من الزركون. هذا اللون لا يحتوي على اللون الأخضر، وبالمقابل من الواضح بشكل جليّ أنّ زجاج البراسيوديميوم يكون لونه أخضر خالٍ من اللون الأصفر.[32]

نظرًا للتشابه الكبير بين اللانثانيدات فيمكن للبراسيوديميوم أن يحل محل معظم اللانثانيدات الأخرى دون فقدان كبير في الوظائف التي تقدمها، وفي الواقع، العديد من التطبيقات التي تشتمل على مزيج متنوع من اللانثانيدات وكميات صغيرة من البراسيوديميوم مثل السبائك الحديدية وسبائك المسكميتال. التطبيقات التالية هي تطبيقات حديثة على البراسيوديميوم على وجه الخصوص أو على البراسيوديميوم كمجموعة فرعية من اللانثانيدات:[33]

- البراسيوديميوم مع النيوديميوم، يستخدم البراسيوديميوم في إنتاج مغناطيس ذو طاقة عالية ملحوظة من حيث الصلابة والقوة.[32] بشكل عام فإنّ معظم السبائك النادرة لمجموعة السِّيريُوم -من اللانثانوم حتى السماريوم- مع المعادن الانتقالية ثلاثية الأبعاد تعطي مغانط/مغناطيس بشكل مستقر للغاية، وغالبًا ما يستخدمان في المعدات الصغيرة مثل المحركات والسماعات والطابعات وسماعات الرأس ومكبرات الصوت والتخزين المغناطيسي.[33]
- عامل مساعد في صناعة السبائك مع المغنيسيوم لإنشاء معادن عالية الصلابة تستخدم في محركات الطائرات، الإتريوم والنيوديميوم أيضًا تعتبر من البدائل.[34][35]
- يتواجد البراسيوديميوم في عناصر الأرض النادرة التي تُشكل الفلوريد الجوهر الأساسي لأضواء قوس الكربون، المستخدم في صناعة الصور المتحركة لإضاءة الأستوديوهات وأضواء عارض الصور.[36]
- مركبات البراسيوديميوم تعطي الزجاج والمينا لونًا أصفر.
- يستخدم لتلوين السيراميك الأصفر.
- البراسيوديميوم مُكَون من مكونات زجاج الديديوم، والذي يستخدم في صناعة أنواع من نظارات اللحام والنظارات الزجاجية.[37]
- استخدم بلورات السيليكا المحقونة بأيونات البراسيوديميوم لإبطاء نبضات الضوء إلى بضع مئات الأمتار في الثانية.
- سبائك البراسيوديميوم مع النيكل ($PrNi_5$) استخدمت لصناعة مغناطيس قوي مكّن العلماء من الوصول لدرجة حرارة تعادل 1 ألف من درجة الصفر المطلق.[38]
- حقن البراسيوديميوم في زجاج الفلوريد سمح باستخدامه كمضخم صوتي أحادي الوضع.[39]
- يستخدم أكسيد البراسيوديميوم مع السيريا أو زيركونيا السيريا كمحفز للأكسدة.
- تستخدم أيونات البراسيوديميوم Pr^{3+} كمنشطات في بعض أنواع الفسفور الأحمر والأخضر والأزرق والأشعة الفوق بنفسجية.

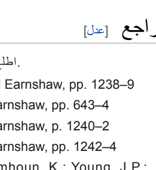
وكذلك لدور البراسيوديميوم في صناعة المغناطيسات الدائمة فقط استخدمت في توربينات الرياح، وهذا ما يجعله أحد العناصر الرئيسية في المنافسة الجيوسياسية في العالم الذي يعمل على الطاقات المتجددة، لكن قد تعرض هذا القول لانتقادات لأن ليست كل التوربينات تستخدم مغناطيسات دائمًا.[40]

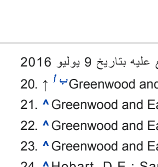
الدور البيولوجي والاحتياطات [عدل]

براسيوديميوم	
المخاطر	
رمز الخطر وفق GHS	
وصف الخطر وفق GHS	Danger
بيانات الخطر وفق GHS	H250
بيانات وقائية وفق GHS	P222, P231, P422[41]
NFPA 704	4، 0، 4
تعديل مصدري - تعديل	

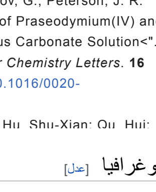
وجد أنّ اللانثانيدات الأولية (مثل اللانثانوم والالسِّيريُوم والبراسيوديميوم والنيوديميوم) ضرورية ولها دور أساسيّ في بعض البكتيريا الميثانية التي تعيش في الطين البركاني مثل الميثيلاسيدفيلوم فيوماريوليكوم، ولم يثبت وجود دور بيولوجي للبراسيوديميوم في أي كائن إضافةً لكونه لا يعد سامًّا في الوقت نفسه.[5] لكن من المعروف أنّ الحقن الوريدي لعناصر الأرض النادرة يؤدي إلى ضعف وظائف الكبد، بالإضافة إلى أنّ الآثار الجانبية الرئيسية الناتجة عن استنشاق أكاسيد الأرض النادرة في البشر تظهر من شوائب الثوريوم واليورانيوم.

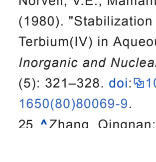
معرض الصور [عدل]





براسيوديميوم المياه.





براسيوديميوم

المراجع [عدل]

1. ^ M. Jackson "Magnetism of Rare Earth" The IRM quarterly col. 10, No. 3, p. 1, 2000
2. ^ "ترجمة Praseodymium". المعجم الطبي الموحد. *مكتبة لبنان ناشرون*. مؤرشف من الأصل في 27 أغسطس 2019. اطلع عليه بتاريخ 27 أغسطس 2019.
3. ↑ أ ب البعلبكي, منير (1991). "البراسوديميوم؛ البرازوديميوم". *موسوعة المورد*. موسوعة شبكة المعرفة الريفية. اطلع عليه بتاريخ 10 أيار 2013 م.
4. ↑ أ ب "Phase Diagrams of the Elements", David A. Young, UCRL-51902 "Prepared for the U.S. Energy Research & Development Administration under contract No. W-7405-Eng-48". "نسخة مؤرشفة". Archived from the original on 23 مارس

اطلع عليه بتاريخ 9 يوليو 2016.
20. ↑ أ ب Greenwood and Earnshaw, pp. 1238–9
21. ^ Greenwood and Earnshaw, pp. 643–4
22. ^ Greenwood and Earnshaw, p. 1240–2
23. ^ Greenwood and Earnshaw, pp. 1242–4
24. ^ Hobart, D.E.; Samhoun, K.; Young, J.P.; Norvell, V.E.; Mamantov, G.; Peterson, J. R. (1980). "Stabilization of Praseodymium(IV) and Terbium(IV) in Aqueous Carbonate Solution<". *Inorganic and Nuclear Chemistry Letters*. **16** (5): 321–328. doi:10.1016/0020-1650(80)80069-9.
25. ^ Zhang, Qingnan; Hu, Shu-Xian; Qu, Hui;

ببليوغرافيا [عدل]

- Emsley, John (2011). *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. دار نشر جامعة أكسفورد. ISBN 978-0-19-960563-7.
- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. ISBN 0-08-037941-9.

قراءة موسعة [عدل]

- R. J. Callow, *The Industrial Chemistry of the Lanthanons, Yttrium, Thorium and Uranium*, Pergamon Press, 1967.

روابط خارجية [عدل]

- WebElements.com—Praseodymium
- It's Elemental—The Element Praseodymium

في كومنز صور وملفات عن: براسيوديميوم

ع • ن • ت	الجدول الدوري
ضبط استنادي	GND: 4175591-1 · LCCN: sh85106095
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-10-0 · *PubChem CID*: 23942 · *ChEBI ID*: 49828 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4064684 · *ChemSpider ID*: 22384 · *ECHA*: 100.028.291 · *EC no.*: 231-120-3 · *UNII*: NKN7EZA750

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء

تصنيفات: براسيوديميوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 119
عدل الوصلات

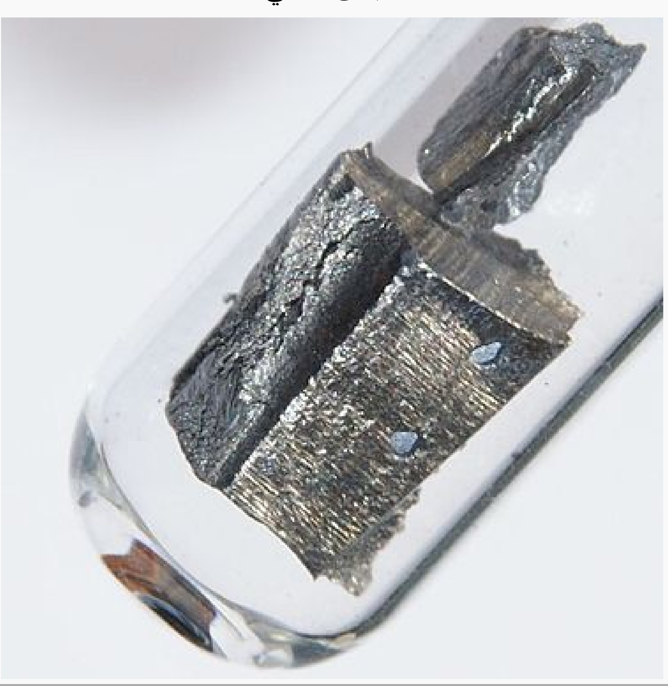
نيوديميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

النيوديميوم عنصر كيميائي في الجدول الدوري له الرمز **Nd** والعدد الذري 60 وهو من اللانثانيدات وهو عنصر فلزي نادر لونة أبيض فضي، يفقد بريقه بسهولة في الهواء تم اكتشاف النيوديميوم في عام 1885 من قبل الكيميائي النمساوي كارل أوير فون.. على الرغم من أن النيوديميوم يُصنّف انه نادر في الارض، إلا أنه عنصر شائع إلى حدٍ ما، وليس أكثر ندرة من الكوبلت أو النيكل أو النحاس، ويتم توزيعه على نطاق واسع في القشرة الأرضية يتم استخراج معظم النيوديميوم التجاري في العالم في الصين.

تم استخدام مركبات النيوديميوم لأول مرة تجاريًا كأصباغ زجاجية في عام 1927 ، وهي لا تزال تستخدم كمواد مضافة في صناعة العدسات . غالباً ما يكون لون مركبات النيوديميوم - بسبب أيون Nd+3 أرجوانيًا ضارب إلى الحمرة ولكنه يتغير حسب نوع الإضاءة، ويستخدم النيوديميوم أيضا في أشعة الليزر التي تصدر الأشعة تحت الحمراء ذات الأطوال الموجية بين 1047 و 1062 نانومتر. استخدام آخر مهم للنيوديميوم هو بمثابة مكون في السبائك المستخدمة لصنع مغناطيس النيوديميوم عالية القوة وتستخدم هذه المغانط على نطاق واسع في منتجات مثل الميكروفونات، ومكبرات الصوت الاحترافية، وسماعات الأذن، والمحركات الكهربائية عالية الأداء من نوع DC ، والأقراص الصلبة في الكمبيوتر، حيث تتطلب كتلة مغناطيسية منخفضة (أو حجم) و مجالات مغناطيسية قوية. تستخدم مغناطيسات النيوديميوم الكبيرة في المحركات الكهربائية عالية القوة مقابل الوزن (في السيارات الهجينة)

بروميثيوم ← **نيوديميوم** ← براسيوديميوم	
- ↑ **Nd** ↓ U	60Nd
المظهر	
أبيض فضي	



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيوديميوم، 60، Nd
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	144.242 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]؛ $4f^4\ 6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 22, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.01 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.89 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1297 ك، 1024 °س، 1875 °ف
نقطة الغليان	3347 ك، 3074 °س، 5565 °ف
حرارة الانصهار	7.14 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	289 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.45 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1595	1774	1998	(2296)	(2715)	(3336)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.14 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 533.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1040 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2130 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	181 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	201±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة، مغناطيسية حديدية مضادة تحت 20 كلفن [1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 643 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	16.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 9.6 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2330 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 41.4 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 16.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 31.8 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.281
صلادة فيكرز	343 ميغاباسكال
صلادة برينل	265 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-00-8
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر النيوديميوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{142}Nd	27.2%	^{142}Nd هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			
^{143}Nd	12.2%	^{143}Nd هو نظير مستقر وله 83 نيوترون			
^{144}Nd	23.8%	2.29×10^{15} سنة	α	1.905	^{140}Ce
^{145}Nd	8.3%	^{145}Nd هو نظير مستقر وله 85 نيوترون			
^{146}Nd	17.2%	^{146}Nd هو نظير مستقر وله 86 نيوترون			
^{148}Nd	5.7%	^{148}Nd هو نظير مستقر وله 88 نيوترون			
^{150}Nd	5.6%	6.7×10^{18} سنة	$\beta^-\beta^-$	3.367	^{150}Sm

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

الأكتشاف [عدل]

أكتشف عنصر **النيوديميوم** العالم النمساوي كارل أوير فون عام 1885

أصل الأسم [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة اليونانية **neos didymos** و معناها التوأم الجديد

الخصائص الكيميائية [عدل]

النيوديميوم عنصر موجب الشحنة تماما، ويتفاعل ببطء مع الماء البارد، ولكن بسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد النيوديميوم (الثالث):

2Nd(s) + 6 H2O (l) → 2 Nd(OH)3 (aq) + 3 H2 (g)

يتفاعل معدن النيوديميوم بقوة مع الهالوجينات:

2Nd(s) + 3 F2 (g) → 2 NdF3 (s) [مادة بنفسجة]

2Nd(s) + 3 Cl2 (g) → 2 NdCl3 (s) [مادة بنفسجي فاتح]

2Nd(s) + 3 Br2 (g) → 2 NdBr3 (s) [مادة بنفسجية]
2Nd(s) + 3 I2 (g) → 2 NdI3 (s) [مادة خضراء]

التطبيقات [عدل]

مغناطيس نيوديميوم مغناطيس النيوديميوم (في الواقع سبيكة، **Nd2Fe14B**) هي من اقوى المغانط المعروفة . يمكن لمغناطيس النيوديميوم ببضع جرامات أن يرفع ألف مرة وزنه. هذه المغانط هي أرخص وأخف وزنا وأقوى من مغناطيس السمريوم الكوبالت التقليدي . ومع ذلك، فهي ليست متفوقة في كل جانب، حيث أن المغناطيسات القائمة على النيوديميوم تفقد مغناطيسيتها في درجات حرارة منخفضة وتميل إلى الصدأ، في حين لا تفعل مغنطيس السمريوم الكوبالت ذلك. تظهر مغناطيسات النيوديميوم في منتجات مثل الميكروفونات، ومكبرات الصوت الاحترافية، وسماعات الأذن، والإيتار، والأقراص الصلبة في الكمبيوتر، حيث تتطلب حقولًا منخفضة الكتلة أو صغيرة الحجم ومغناطيسية قوية. ويتم استخدام النيوديميوم في المحطات الكهربائية للسيارات الهجين والكهربائية، على سبيل المثال، تتطلب المحركات الكهربائية تويوتا بريوس كيلوغرام واحد (2.2 رطل) من النيوديميوم لكل مركبة. [2]

معرض صور [عدل]

المصادر [عدل]

- [1]

المراجع [عدل]

1. ^ Gschneidner, K.A., and Eyring, L., Handbook on the Physics and Chemistry of Rare Earths, North Holland Publishing Co., Amsterdam, 1978.
2. ^ As hybrid cars gobble rare metals, shortage looms, Reuters, August 31, 2009.

في كومنز صور وملفات عن: نيوديميوم

ع·ن·ت الجدول الدوري <

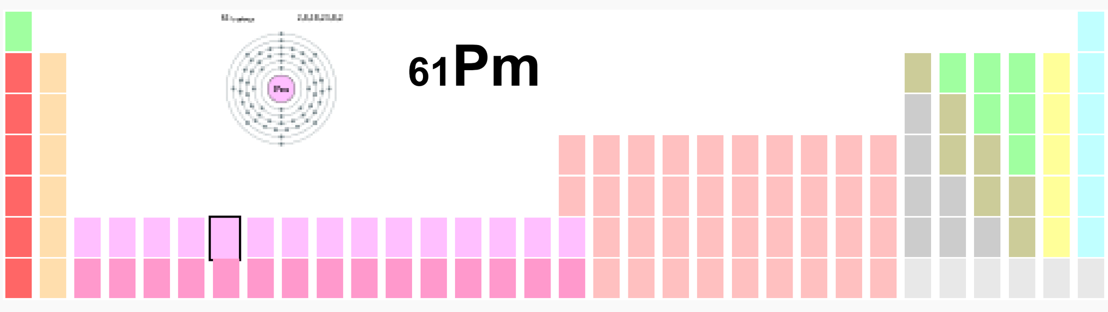
ضبط استنادي	GND: 4171432-5 · LCCN: sh85090754
معرفات كيميائية	***PubChem CID***: 23934 · ***HMDB ID***: HMDB0013715 · ***CAS Number***: 7440-00-8 · ***ChEBI ID***: 33372 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5064677 · ***EC no.***: 231-109-3 · ***ChemSpider ID***: 22376 · ***ECHA***: 100.028.281 · ***Gmelin number***: 16212 · ***ZVG number***: 7600 · ***UNII***: 2I87U3734A

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

تصنيفات: نيوديميوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

بروميثيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ساماريوم ← **بروميثيوم** ← نيوديميوم	
	
المظهر	
فلزي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بروميثيوم، 61، Pm
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	[145] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; 4f^5 6s^2
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 23، 8، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.26 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1315 ك، 1042 °س، 1908 °ف
نقطة الغليان	3273 ك، 3000 °س، 5432 °ف
حرارة الانصهار	7.13 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	289 كيلوجول·مول$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3 (أكاسيده قلوية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.13 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 540 كيلوجول·مول$^{-1}$ الثاني: 1050 كيلوجول·مول$^{-1}$ الثالث: 2150 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	183 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	199 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (تقريبية) 0.75 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	17.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) est. 11 ميكرومتر/(م·كلفن)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) (تقريبية) 46 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) (تقريبية) 18 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) (تقريبية) 33 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) (تقريبية) 0.28
رقم CAS	7440-12-2
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر البروميثيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{145}Pm	مصطنع	17.7 سنة	ε	0.163	^{145}Nd
^{146}Pm	مصطنع	5.53 سنة	ε	1.472	^{146}Nd
			β$^-$	1.542	^{146}Sm
^{147}Pm	نادر	2.6234 سنة	β$^-$	0.224	^{147}Sm

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: بروميثيوم

البروميثيوم عنصر كيميائي له الرمز **Pm** والعدد الذري 61 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[2][3][4]

معرض صور [عدل]

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن بروميثيوم على موقع d-nb.info". d-nb.info. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن بروميثيوم على موقع pubchem.ncbi.nlm.nih.gov". pubchem.ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2016.
4. ^ "معلومات عن بروميثيوم على موقع ebi.ac.uk". ebi.ac.uk. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.

ع · ن · ت **الجدول الدوري**

ضبط استنادي	GND: 4175917-5 · LCCN: sh85107404
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-12-2 · *PubChem CID*: 23944 · *ChEBI ID*: 33373 · *EC no.*: 231-121-9 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4047755 · *ChemSpider ID*: 22386 · *ECHA*: 100.028.292 · *Gmelin number*: 16237 · *UNII*: ZGV62C09KN

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

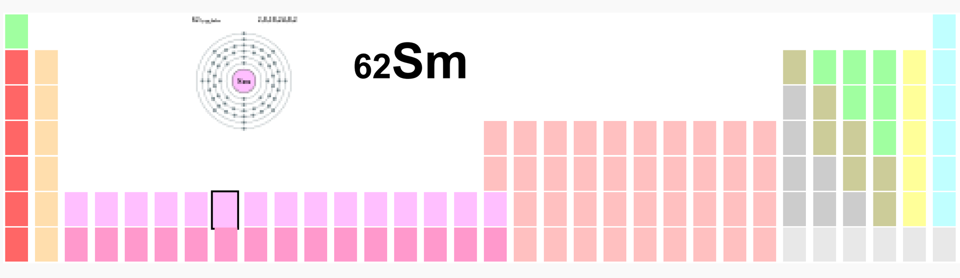
تصنيفات: بروميثيوم | بروميثيوس (ميثولوجيا) | عناصر كيميائية | لانثانيدات

ساماريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الساماريوم عنصر كيميائي له الرمز **Sm** والعدد الذري 62 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات تم فصل هذا العنصر في بدايات القرن العشرين ولم يستخدم لفترة طويله وحاليا فإنه ومركباته أصبحوا من أهم العناصر المستخدمة في التكنولوجيا النووية نظرا لتميز مركباته بالقدرة على امتصاص النترونات لذلك يستخدم حاليا في صناعة المواد الواقية من الإشعاعات في المفاعلات النووية.[2][3][4]

يوروبيوم → **ساماريوم** ← بروميثيوم



- ↑ Sm ↓ Pu

المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ساماريوم، 62، Sm
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	150.36 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $6s^2\ 4f^6$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 24, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.52 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.16 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1345 ك، 1072 °س، 1962 °ف
نقطة الغليان	2067 ك، 1794 °س، 3261 °ف
حرارة الانصهار	8.62 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	165 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	29.54 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1001	1106	1240	(1421)	(1675)	(2061)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قلوية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.17 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 544.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1070 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2260 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	180 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	198±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 0.940 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	13.3 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 12.7 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2130 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 49.7 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 19.5 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 37.8 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.274
صلادة فيكرز	412 ميغاباسكال
صلادة برينل	441 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-19-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الساماريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{144}Sm	3.07%	^{144}Sm هو نظير مستقر وله 82 نيوترون			
^{146}Sm	مصطنع	1.03×10^{8} سنة	α	2.529	^{142}Nd
^{147}Sm	14.99%	1.06×10^{11} سنة	α	2.310	^{143}Nd
^{148}Sm	11.24%	7×10^{15} سنة	α	1.986	^{144}Nd
^{149}Sm	13.82%	$>2\times10^{15}$ سنة	α	1.870	^{145}Nd
^{150}Sm	7.38%	^{150}Sm هو نظير مستقر وله 88 نيوترون			
^{152}Sm	26.75%	^{152}Sm هو نظير مستقر وله 90 نيوترون			
^{154}Sm	22.75%	^{154}Sm هو نظير مستقر وله 92 نيوترون			

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: ساماريوم

انظر أيضا [عدل]

- نظائر الساماريوم

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن ساماريوم على موقع treccani.it". treccani.it. مؤرشف من الأصل في 25 مايو 2019.
3. ^ "معلومات عن ساماريوم على موقع l.academicdirect.org". l.academicdirect.org. مؤرشف من الأصل في 21 أكتوبر 2020.
4. ^ "معلومات عن ساماريوم على موقع chemspider.com". chemspider.com. مؤرشف من الأصل في 17 فبراير 2020.

ع·ن·ت الجدول الدوري <

ضبط استنادي	GND: 4179010-8 · LCCN: sh85117001
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-19-9 · *PubChem CID*: 23951 · *EC no.*: 231-128-7 · *ChEBI ID*: 33374 · *ChemSpider ID*: 22391 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID4064688 · *ECHA*: 100.028.298 · *Gmelin number*: 16301 · *UNII*: 42OD65L39F

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: ساماريوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

ويكيبيديا الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
日本語
Română
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

يوروبيوم

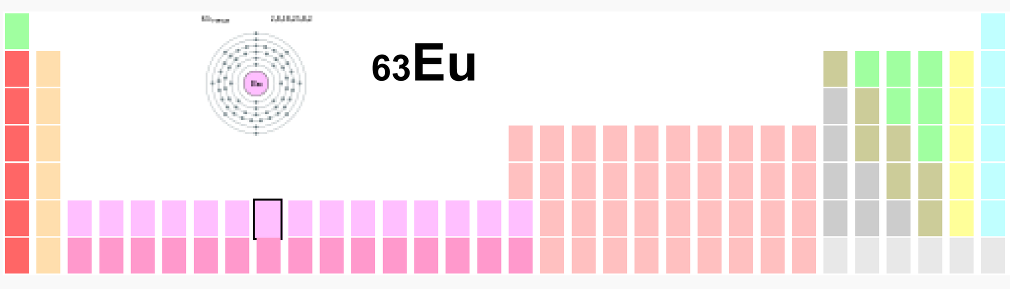
من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

اليوروبيوم عنصر كيميائي له الرمز **Eu** والعدد الذري 63 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[2][3][4]

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن يوروبيوم على موقع omegawiki.org". omegawiki.org. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن يوروبيوم على موقع ebi.ac.uk". ebi.ac.uk. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن يوروبيوم على موقع jstor.org". jstor.org. مؤرشف من الأصل في 26 يناير 2020.

غادولينيوم → **يوروبيوم** ← ساماريوم



- ↑ Eu ↓ Am

المظهر	
أبيض فضي، لكن نادرا ما يلاحظ بدون تلون بسبب أكاسيده	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	يوروبيوم، 63، Eu
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	151.964 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^7 6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 25, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	5.264 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	5.13 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1099 ك، 826 °س، 1519 °ف
نقطة الغليان	1802 ك، 1529 °س، 2784 °ف
حرارة الانصهار	9.21 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	176 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.66 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	863	957	1072	1234	1452	1796

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.2 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 547.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1085 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2404 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	180 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	198±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 0.900 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	(قيمة تقريبية) 13.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 35.0 ميكرومتر/(م·كلفن)
معامل يونغ	18.2 غيغاباسكال
معامل القص	7.9 غيغاباسكال
معامل الحجم	8.3 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.152
صلادة فيكرز	167 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-53-1

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر اليوروبيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{150}Eu	مصطنع	36.9 سنة	ε	2.261	^{150}Sm
^{151}Eu	47.8%	5×10^{18} سنة	α		^{147}Pm
^{152}Eu	مصطنع	13.516 سنة	ε	1.874	^{152}Sm
			β^-	1.819	^{152}Gd
^{153}Eu	52.2%	^{153}Eu هو نظير مستقر وله 90 نيوترون			

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: يوروبيوم

ضبط استنادي	GND: 4153210-7 · LCCN: sh85045863
معرفات كيميائية	***PubChem CID***: 23981 · ***ChEBI ID***: 32999 · ***CAS Number***: 7440-53-1 · ***ZVG number***: 7630 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3064695 · ***EC no.***: 231-161-7 · ***ChemSpider ID***: 22417 · ***ECHA***: 100.028.328 · ***Gmelin number***: 16279 · ***UNII***: 444W947O8O

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

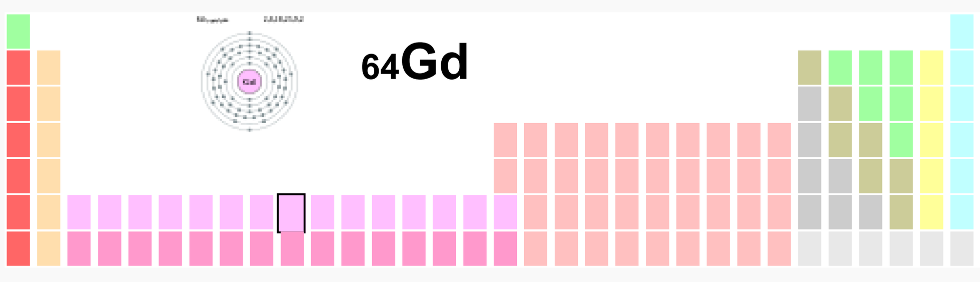
غادولينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الغادولينيوم عنصر كيميائي له الرمز **Gd** والعدد الذري 64 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[2][3][4]

تستخدم بعض مركبات الغادولينيوم في التشخيص الطبي (MRT) بغرض توضيح مشاهدة وفحص الأوعية الدموية في القلب وفي الدماغ ومدى انسدادها.

تربيوم ← **غادولينيوم** ← يوروبيوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	غادولينيوم، 64، Gd
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	157.25 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^7$ $5d^1$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 25, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	7.90 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.4 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1585 ك، 1312 °س، 2394 °ف
نقطة الغليان	3546 ك، 3273 °س، 5923 °ف
حرارة الانصهار	10.05 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	301.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	37.03 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار (قيم محسوبة)

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1836	2028	2267	2573	2976	3535

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1, 2, **3** (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.20 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 593.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1170 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 1990 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	180 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	196±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية/مغناطيسية مسايرة التحول عند 292 كلفن[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 1.310 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	10.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(100 °س) (ألفا، بولي) 9.4 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2680 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 54.8 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 21.8 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 37.9 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.259
صلادة فيكرز	570 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-54-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الغادولينيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{152}Gd	0.20%	1.08×10^{14} سنة	α	2.205	^{148}Sm
^{154}Gd	2.18%	^{154}Gd هو نظير مستقر وله 90 نيوترون			
^{155}Gd	14.80%	^{155}Gd هو نظير مستقر وله 91 نيوترون			
^{156}Gd	20.47%	^{156}Gd هو نظير مستقر وله 92 نيوترون			
^{157}Gd	15.65%	^{157}Gd هو نظير مستقر وله 93 نيوترون			
^{158}Gd	24.84%	^{158}Gd هو نظير مستقر وله 94 نيوترون			
^{160}Gd	21.86%	>1.3×10^{21} سنة	$\beta^-\beta^-$	1.7	^{160}Dy

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: غادولينيوم

المراجع [عدل]

1. ^ Charles Kittel (1996). *Introduction to Solid State Physics*. New York: Wiley. صفحة 449.
2. ^ "معلومات عن غادولينيوم على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 24 يوليو 2019.
3. ^ "معلومات عن غادولينيوم على موقع pubchem.ncbi.nlm.nih.gov". pubchem.ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 15 أغسطس 2016.
4. ^ "معلومات عن غادولينيوم على موقع comptox.epa.gov". comptox.epa.gov. مؤرشف من الأصل في 10 ديسمبر 2019.

ع·ن·ت الجدول الدوري <
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء علماء <
ع·ن·ت مادة تباين <

ضبط استنادي	GND: 4155786-4 · LCCN: sh85052688
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-54-2 · ***PubChem CID***: 23982 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5037234 · ***ChEBI ID***: 33375 · ***EC no.***: 231-162-2 · ***ChemSpider ID***: 22418 · ***ECHA***: 100.028.329 · ***ZVG number***: 7640 · ***Gmelin number***: 16286 · ***UNII***: AU0V1LM3JT

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

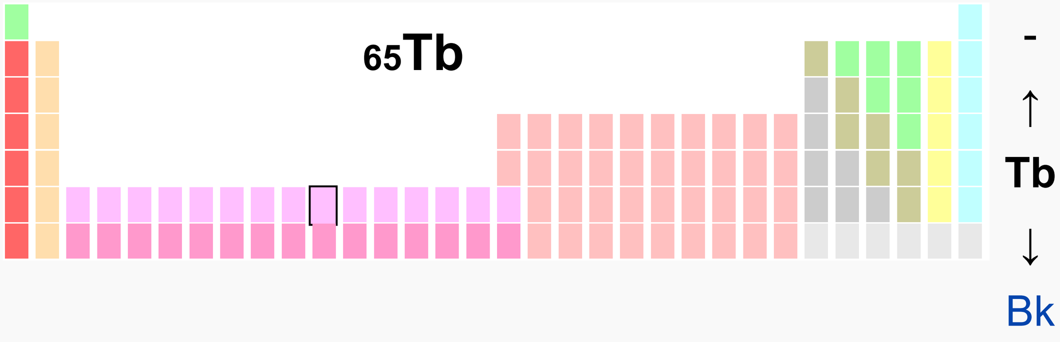
تصنيفات: غادولينيوم | عناصر علم السموم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات | مواد مغناطيسية حديدية | مواد نووية

تربيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من تيربيوم)

التربيوم عنصر كيميائي له الرمز **Tb** والعدد الذري 65 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات، اكتشف بواسطة العالم الكيميائي السويدي كارل جوستاف موساندر.[1][2][3]

ديسبروسيوم → **تربيوم** ← غادولينيوم	



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تربيوم، 65، Tb
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	158.92535 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^9$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 27, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.23 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	7.65 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1629 ك، 1356 °س، 2473 °ف
نقطة الغليان	3503 ك، 3230 °س، 5846 °ف
حرارة الانصهار	10.15 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	293 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	28.91 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1789	1979	(2201)	(2505)	(2913)	(3491)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4, **3**, 2, 1 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.2 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 565.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1110 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2114 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	177 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	194±5 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرةعند 300 كلفن
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 1.150 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	11.1 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 10.3 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2620 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 55.7 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 22.1 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 38.7 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.261
صلادة فيكرز	863 ميغاباسكال
صلادة برينل	677 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-27-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التربيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{157}Tb	مصطنع	71 سنة	ε	0.060	^{157}Gd
^{158}Tb	مصطنع	180 y	ε	1.220	^{158}Gd
			$β^-$	0.937	^{158}Dy
^{159}Tb	100%	^{159}Tb هو نظير مستقر وله 94 نيوترون			

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: تربيوم

مراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن تربيوم على موقع l.academicdirect.org". l.academicdirect.org. مؤرشف من الأصل في 21 أكتوبر 2020.
2. ^ "معلومات عن تربيوم على موقع ebi.ac.uk". ebi.ac.uk. مؤرشف من الأصل في 8 سبتمبر 2020.
3. ^ "معلومات عن تربيوم على موقع jstor.org". jstor.org.

انظر أيضا [عدل]

- عنصر أرضي نادر

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <
ع · ن · ت **عناصر كيميائية على أسماء أماكن** <

ضبط استنادي	GND: 4184744-1 · LCCN: sh85133986
معرفات كيميائية	***PubChem CID***: 23958 · ***CAS Number***: 7440-27-9 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3064691 · ***ChEBI ID***: 33376 · ***ChemSpider ID***: 22397 · ***ECHA***: 100.028.306 · ***EC no.***: 231-137-6 · ***Gmelin number***: 16311 · ***UNII***: 06SSF7P179

بوابة العناصر الكيميائية   بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

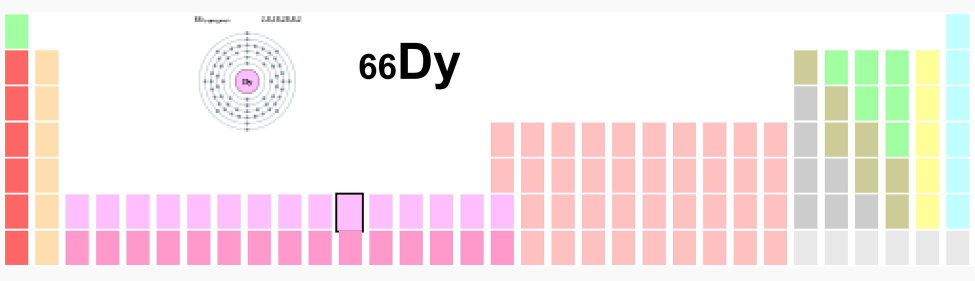
تصنيفات: تربيوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

ديسبروسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الديسبروسيوم عنصر كيميائي له الرمز **Dy** والعدد الذري 66 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[1][2][3]

هولميوم → **ديسبروسيوم** ← تيربيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ديسبروسيوم، 66، Dy
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	162.500 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{10}$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 28, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.540 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	8.37 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1680 ك، 1407 °س، 2565 °ف
نقطة الغليان	2840 ك، 2562 °س، 4653 °ف
حرارة الانصهار	11.06 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	280 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.7 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1378	1523	(1704)	(1954)	(2304)	(2831)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.22 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 573.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1130 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2200 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	178 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	192±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة عند 300 كلفن
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 926 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	10.7 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (ألفا، بولي) 9.9 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2710 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل ألفا) 61.4 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل ألفا) 24.7 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل ألفا) 40.5 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل ألفا) 0.247
صلادة فيكرز	540 ميغاباسكال
صلادة برينل	500 ميغاباسكال
رقم CAS	7429-91-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الديسبروسيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{154}Dy	مصطنع	3.0×10^{6} سنة	α	2.947	^{150}Gd
^{156}Dy	0.06%	1×10^{18} سنة	α	?	^{152}Gd
^{158}Dy	0.10%	^{158}Dy هو نظير مستقر وله 92 نيوترون			
^{160}Dy	2.34%	^{160}Dy هو نظير مستقر وله 94 نيوترون			
^{161}Dy	18.91%	^{161}Dy هو نظير مستقر وله 95 نيوترون			
^{162}Dy	25.51%	^{162}Dy هو نظير مستقر وله 96 نيوترون			
^{163}Dy	24.90%	^{163}Dy هو نظير مستقر وله 97 نيوترون			
^{164}Dy	28.18%	^{164}Dy هو نظير مستقر وله 98 نيوترون			

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: ديسبروسيوم

مراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن ديسبروسيوم على موقع chemapps.stolaf.edu". chemapps.stolaf.edu. مؤرشف من الأصل في 23 أكتوبر 2020.
2. ^ "معلومات عن ديسبروسيوم على موقع meshb.nlm.nih.gov". meshb.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 14 أكتوبر 2020.
3. ^ "معلومات عن ديسبروسيوم على موقع ebi.ac.uk". ebi.ac.uk. مؤرشف من الأصل في 19 سبتمبر 2018.

انظر أيضا [عدل]

- عنصر أرضي نادر

ع · ن · ت الجدول الدوري <

ضبط استنادي	GND: 4150953-5 · LCCN: sh85040345
معرفات كيميائية	***ZVG number***: 7660 · ***PubChem CID***: 23912 · ***CAS Number***: 7429-91-6 · ***EC no.***: 231-073-9 · ***ChEBI ID***: 33377 · ***ChemSpider ID***: 22355 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5064673 · ***ECHA***: 100.028.249 · ***Gmelin number***: 16278 · ***ATC code***: V10AX03 · ***UNII***: 1D4N45714Q

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: ديسبروسيوم | تقنيات طاقة متجددة | تنمية الطاقة | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات | مواد مغناطيسية حديدية

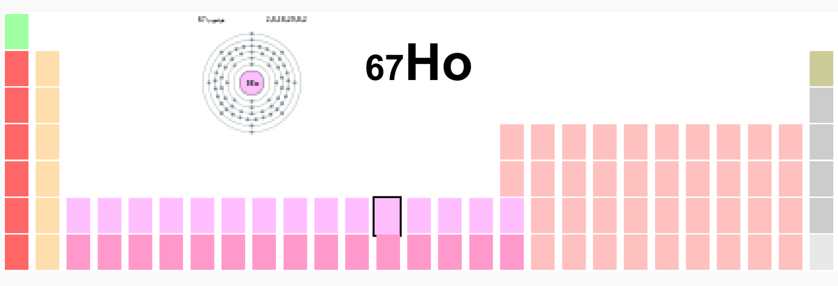
ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات:
116
عدل الوصلات

هولميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الهولميوم عنصر كيميائي له الرمز **Ho** والعدد الذري 67 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات ويعتبر عنصر أرضي نادر.[1][2][3] تم اكتشاف الهولميوم من قبل الكيميائي السويدي بير تيودور كليفه. تم عزل أول أكسيد الهولميوم لأول مرة من خامات الأتربة النادرة في عام 1878. أتى اسم العنصر من هولميا Holmia، وهو الاسم اللاتيني لمدينة ستوكهولم.

إربيوم → **هولميوم** ← ديسبروسيوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	هولميوم، 67، Ho
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	164.93032 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{11}$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 29, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.79 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	8.34 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1734 ك، 1461 °س، 2662 °ف
نقطة الغليان	2993 ك، 2720 °س، 4928 °ف
حرارة الانصهار	17.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	265 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.15 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1432	1584	(1775)	(2040)	(2410)	(2964)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3 (أكاسيده قاعدية)
الكهرسلبية	1.23 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 581.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1140 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2204 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	176 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	192±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 814 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	16.2 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 11.2 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2760 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	64.8 غيغاباسكال
معامل القص	26.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	40.2 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.231
صلادة فيكرز	481 ميغاباسكال
صلادة برينل	746 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-60-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الهولميوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{163}Ho	مصطنع	4570 سنة	ε	0.003	^{163}Dy
^{164}Ho	مصطنع	29 دقيقة	ε	0.987	^{164}Dy
^{165}Ho	100%	^{165}Ho هو نظير مستقر وله 98 نيوترون			
^{166}Ho	مصطنع	26.763 ساعة	$β^-$	1.855	^{166}Er
^{167}Ho	مصطنع	3.1 ساعة	$β^-$	1.007	^{167}Er

ع · ن · ت

مراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن هولميوم على موقع l.academicdirect.org". l.academicdirect.org. مؤرشف من الأصل في 21 أكتوبر 2020.
2. ^ "معلومات عن هولميوم على موقع britannica.com". britannica.com. مؤرشف من الأصل في 13 يونيو 2020.
3. ^ "معلومات عن هولميوم على موقع comptox.epa.gov". comptox.epa.gov. مؤرشف من الأصل في 21 أكتوبر 2020.

انظر أيضا [عدل]

- لانثانيدات

في كومنز صور وملفات عن: هولميوم

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن

ضبط استنادي	GND: 4160461-1 · LCCN: sh85061510
معرفات كيميائية	***ZVG number***: 7670 · ***PubChem CID***: 23988 · ***UNII***: W1XX32SQN1 · ***ChEBI ID***: 49648 · ***CAS Number***: 7440-60-0 · ***EC no.***: 231-169-0 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3064699 · ***ChemSpider ID***: 22424 · ***ECHA***: 100.028.335 · ***Gmelin number***: 16291

بوابة الكيمياء — بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

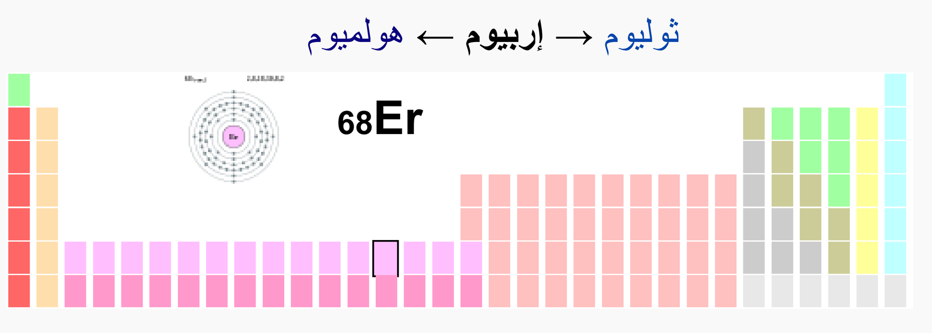
تصنيفات: هولميوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 115
عدل الوصلات

إربيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ثوليوم → إربيوم ← هولميوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إربيوم، 68، Er
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، f
الكتلة الذرية	167.259 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{12}$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 30, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	9.066 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	8.86 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1802 ك، 1529 °س، 2784 °ف
نقطة الغليان	3141 ك، 2868 °س، 5194 °ف
حرارة الانصهار	19.90 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	280 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	28.12 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1504	1663	(1885)	(2163)	(2552)	(3132)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3 (أكاسيده قاعدية)
الكهرسلبية	1.24 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 589.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1150 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2194 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	176 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	189±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة عند 300 كلفن
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 0.860 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	14.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 12.2 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2830 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	69.9 غيغاباسكال
معامل القص	28.3 غيغاباسكال
معامل الحجم	44.4 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.237
صلادة فيكرز	589 ميغاباسكال
صلادة برينل	814 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-52-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإربيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{160}Er	مصطنع	28.58 ساعة	ε	0.330	^{160}Ho
^{162}Er	0.139%	^{162}Er هو نظير مستقر وله 94 نيوترون			
^{164}Er	1.601%	^{164}Er هو نظير مستقر وله 96 نيوترون			
^{165}Er	مصطنع	10.36 h	ε	0.376	^{165}Ho
^{166}Er	33.503%	^{166}Er هو نظير مستقر وله 98 نيوترون			
^{167}Er	22.869%	^{167}Er هو نظير مستقر وله 99 نيوترون			
^{168}Er	26.978%	^{168}Er هو نظير مستقر وله 100 نيوترون			
^{169}Er	مصطنع	9.4 يوم	β^-	0.351	^{169}Tm
^{170}Er	14.910%	^{170}Er هو نظير مستقر وله 102 نيوترون			
^{171}Er	مصطنع	7.516 ساعة	β^-	1.490	^{171}Tm
^{172}Er	مصطنع	49.3 ساعة	β^-	0.891	^{172}Tm

ع·ن·ت

الإربيوم هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله الرمز **Er** والرقم الذري 68.[1][2][3] وهو أحد عناصر اللانثينيدات الفلزية الأرضية النادرة ولونه فضي، ويتواجد الإربيوم مع عدد من العناصر الأخرى في معدن الجادونيلايت والذي يتواجد في يتربي في السويد، اكتشف بواسطة العالم الكيميائي السويدي كارل جوستاف موساندر.

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

هو عنصر ثلاثي التكافؤ, كما أن الإربيوم النقي فلز طيع، ثابت في الهواء ولا يتأكسد في الهواء بنفس السرعة التي يتأكسد بها بعض الفلزات الأرضية النادرة الأخرى. وأملاحه لها لون وردي كما يتميز العنصر بطيف امتصاص واضح في الضوء النظور, فوق البنفسجي, بقرب تحت الأحمر. وفيما عدا ذلك فإنه يشبه العناصر الأرضية النادرة الأخرى. وأكسيده يسمى إربيا, وتتحدد خواص الإربيوم بدرجة الشوائب الموجودة. ولا يلعب الإربيوم أي دور حيوي ولكنه يعتقد أنه يساعد على عملية الأيض. وتستخدم بللورات الإربيوم في عمل أشعة اللايزر, والمضخمات البصرية. وخاصة الطول الموجي البالغ 1550 نانو متر المهم للإتصالات الضوئية نظرا لأن الألياف ضوئية لها فقد ضئيل عند هذا الطول الموجي.

تطبيقات الإربيوم [عدل]

تختلف الاستخدامات اليومية للإربيوم. فإنه يستخدم غالبا كمرشح للتصوير الفوتوغرافي ونظرا لطواعيته فغنه مفيد كإضافة للفلزات. الاستخدامات الأخرى:

- يستخدم في الأبحاث النووية كممتص للنيترون.
- يستخدم كعامل إشابة في المضخمات البصرية.
- عند إضافته للفاناديوم كسبيكة يقلل من صلابته ويحسن من القدرة على تشغيله.
- لأكسيد الإربيوم لون وردي ولذلك فإنه يستخدم أحيانا كملون للزجاج والخزف. ويستخدم حينها الزجاج كعدسات في النظارات الشمسية الرخيصة.

الإربيوم تاريخيا [عدل]

الإربيوم تم اكتشافه بواسطة كارل جوستاف مونساندر في عام 1843. وقام مونساندر بعزل "اليتريا" من معدن الجادولينايت لثلاث أجزاء تسمى يتريا, إربيا, تربيا. وقام بتسمية العنصر الجديد على اسم بلدة تسمى يتربى والتي يتواجد فيها كميات كبيرة من اليتريا التي تحتوى على الإربيوم. الإربيا والتيربيا، كانا يسببان بعض التشويش وقتها. زبعد عام 1860, تم إعادة تسمية التيربيا إلى إربيا وبعد عام 1877 ما كان يعرف بالإربيا تم إعادة تسميته إلى تيربيا. وتم عزل Er2</subO3 النقي في عام 1905 بواسطة جورج أوربان وكارليس جيمس. ولم يتم إنتاج الفلز حتى 1934 عندما قام العمال بتقليل الكلور المائي ببخار البوتاسيوم.

التواجد في الطبيعة [عدل]

مثل العناصر الأرضية النادرة الأخرى لا يتواجد العنصر حرا في الطبيعة ولكن يتواجد في تراب خام المونازيت. وقد كان فصل العناصر الأرضية مكلف وشاق للغاية في السابق، ولكن باستخدام تقنية التبادل الأيوني التي تم تطويرها في أواخر القرن العشرين أصبح في الإمكان الحصول على جميع العناصر الأرضية النادرة ومركباتها الكيميائية. ويعتبر المصدر الاقتصادي للإربيوم هو الزينوتايم الإيوكسنايت. ويتواجد الإربيوم الفلزى كتراب ويعتبر سريع الاشتعال والانفجار.

نظائر الإربيوم [عدل]

يتكون الإربيوم الموجود كبيعيا من 6 نظائر مستقرة, Er-162, Er-164, Er-166, Er-167, Er-168, Er-170، Er-166ويعتبر Er-166 أكثرها تواجدا 33.6%. كما يوجد له 23 نظير مشع, اكثرها ثباتا Er-169 وله عمر نصف يبلغ 9.4 يوم, Er-172 وله عمر نصف 49.3 ساعة, Er-160 عمر نصف 28.58 ساعة، و Er-165 عمر نصف 10.36 ساعة, Er-171 عمر نصف ساعة. وباقى النظائر لها عمر نصف أقل من 3.5 ساعة، ومعظمها له عمر نصف أقل من 4 دقائق. كما أن العنصر له 6 حالات تحول, وأكثرها ثباتا Er-167m بعمر نصف 2.269 ثانية.

ويتراوح الوزن الجزيئي لنظائر الإربيوم بين 144.957 وحدة كتل ذرية (Er-145) إلى 173.944 وحدة كتل ذرية (Er-174). ونظام الإضمحلال الأساسي قبل أكثر النظائ تواجدا Er-166 هو أسر الإلكترون, والنظام الأساسي بعده إضمحلال بيتا. وناتج الإضمحلال الأساسي قبل Er-166 هو نظائر العنصر رقم 67 (الهولميوم), والنواتج الأساسية بعده نظائر العنصر 69 (الثوليوم)

الاحتياطات [عدل]

مثل اللانثينيدات الأخرى، فإن مركبات خام الإربيوم لها سمية منخفضة، بالرغم من انه لم يتم التحقق من ذلك تفصيليا.

المراجع [عدل]

1. ^ Hammond, C. R. (2000). *The Elements, in Handbook of Chemistry and Physics* (الطبعة 81st). CRC press. ISBN 0-8493-0481-4.
2. ^ Ihde, Aaron John (1984). *The development of modern chemistry*. Courier Dover Publications. صفحات 378–379. ISBN 0-486-64235-6. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
3. ^ Emsley, John (2001). "Erbium". *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. Oxford, England, UK: Oxford University Press. صفحات 136–139. ISBN 0-19-850340-7. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.

- معمل لوس ألاموس القومي- إربيوم
- إنع أساسي- إربيوم
- *الدليل إلى العناصر* - نسخة منقحة, ألبرت ستيوارتكا, (جامعة أوكسفورد، طبعة 1998) ISBN 0-19-508083-1

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على الشبكة- إربيوم

في كومنز صور وملفات عن: إربيوم

ع·ن·ت	الجدول الدوري	<
ضبط استنادي	GND: 4152588-7 · LCCN: sh85044573	
معرفات كيميائية	***ZVG number***: 7680 · ***PubChem CID***: 23980 · ***UNII***: 77B218D3YE · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID8064694 · ***EC no.***: 231-160-1 · ***CAS Number***: 7440-52-0 · ***ChEBI ID***: 33379 · ***ChemSpider ID***: 22416 · ***ECHA***: 100.028.327 · ***Gmelin number***: 16280	

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

تصنيفات: إربيوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | مختزلات

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

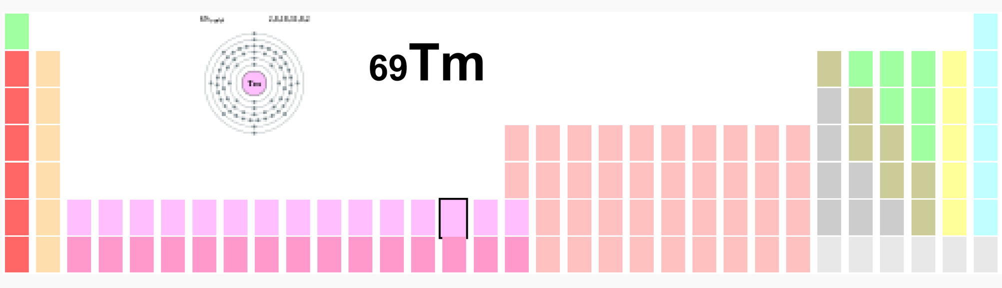
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 117
عدل الوصلات

ثوليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

إتيربيوم → **ثوليوم** ← إربيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ثوليوم، 69، Tm
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	168.93421 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{13}$ $6s^{2}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 31, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	9.32 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	8.56 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1818 ك، 1545 °س، 2813 °ف
نقطة الغليان	2223 ك، 1950 °س، 3542 °ف
حرارة الانصهار	16.84 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	247 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.03 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1117	1235	1381	1570	(1821)	(2217)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2, **3**, 4 (أكاسيده قاعدية)
الكهرسلبية	1.25 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 596.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1160 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2285 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	176 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	190±10 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة عند 300 كلفن
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 676 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	16.9 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 13.3 ميكرومتر/(م·كلفن)
معامل يونغ	74.0 غيغاباسكال
معامل القص	30.5 غيغاباسكال
معامل الحجم	44.5 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.213
صلادة فيكرز	520 ميغاباسكال
صلادة برينل	471 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-30-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الثوليوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{167}Tm	مصطنع	9.25 يوم	ε	0.748	^{167}Er
^{168}Tm	مصطنع	93.1 يوم	ε	1.679	^{168}Er
^{169}Tm	100%	^{169}Tm هو نظير مستقر وله 100 نيوترون			
^{170}Tm	مصطنع	128.6 يوم	$β^{-}$	0.968	^{170}Yb
^{171}Tm	مصطنع	1.92 سنة	$β^{-}$	0.096	^{171}Yb

ع · ن · ت

الثوليوم عنصر كيميائي له الرمز **Tm** والعدد الذري 69 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[1][2][3] هو العنصر الثالث عشر والثالث في سلسلة اللانثينيد. مثل اللانثينيدات الأخرى، فإن حالة الأكسدة الأكثر شيوعًا هي +3، تظهر في أكسيدها، هاليدات ومركبات أخرى؛ لأنه يحدث في وقت متأخر من السلسلة، ومع ذلك، فإن حالة الأكسدة +2 تستقر أيضًا بواسطة الغلاف 4f الكامل تقريبًا الذي ينتج. في المحاليل المائية، مثل مركبات اللانثينيدات المتأخرة الأخرى، تشكل مركبات الثوليوم القابلة للذوبان معقدات تنسيق مع تسعة جزيئات ماء.

مراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن ثوليوم على موقع meshb.nlm.nih.gov". meshb.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 23 أكتوبر 2020.
2. ^ "معلومات عن ثوليوم على موقع britannica.com". britannica.com. مؤرشف من الأصل في 29 مايو 2020.
3. ^ "معلومات عن ثوليوم على موقع enciclopedia.cat". enciclopedia.cat. مؤرشف من الأصل في 26 أغسطس 2019.

انظر أيضا [عدل]

- لانثانيدات

في كومنز صور وملفات عن: ثوليوم

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <

ع · ن · ت **عناصر كيميائية على أسماء أماكن** <

ضبط استنادي	GND: 4185369-6 · LCCN: sh85135103
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-30-4 · ***PubChem CID***: 23961 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID8064692 · ***ECHA***: 100.028.309 · ***ChemSpider ID***: 22400 · ***EC no.***: 231-140-2 · ***ChEBI ID***: 33380 · ***Gmelin number***: 16307 · ***UNII***: 8RKC5ATI4P

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: ثوليوم | عناصر كيميائية | فلزات | لانثانيدات | مختزلات

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

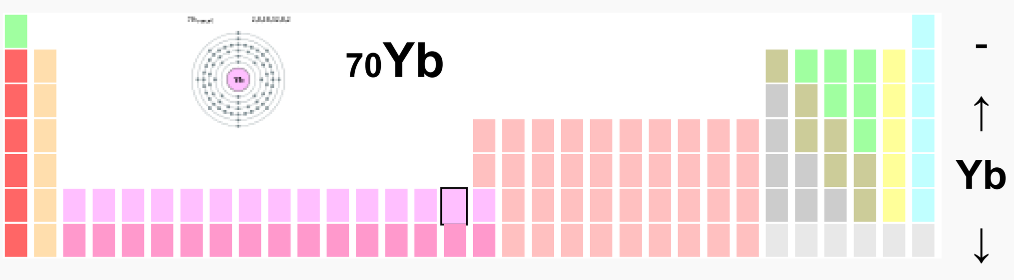
لغات
Deutsch
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات:
115
عدل الوصلات

إتيربيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الإتيربيوم عنصر كيميائي له الرمز **Yb** والعدد الذري 70 في الجدول الدوري وهو من اللانثانيدات.[2][3][4]

لوتيشيوم → **إتيربيوم** ← ثوليوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إتيربيوم، 70، Yb
تصنيف العنصر	لانثانيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 6، f
الكتلة الذرية	173.054(5) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	6.90 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	6.21 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1097 ك، 824 °س، 1515 °ف
نقطة الغليان	1469 ك، 1196 °س، 2185 °ف
حرارة الانصهار	7.66 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	159 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.74 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	736	813	910	1047	(1266)	(1465)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 2 (أكاسيده قاعدية)
الكهرسلبية	1.1 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 603.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1174.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2417 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	176 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	187±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بيتا، بولي) 0.250 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	38.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بيتا، بولي) 26.3 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	1590 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	(الشكل بيتا) 23.9 غيغاباسكال
معامل القص	(الشكل بيتا) 9.9 غيغاباسكال
معامل الحجم	(الشكل بيتا) 30.5 غيغاباسكال
نسبة بواسون	(الشكل بيتا) 0.207
صلادة فيكرز	206 ميغاباسكال
صلادة برينل	343 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-64-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإتيربيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{166}Yb	مصطنع	56.7 ساعة	ε	0.304	^{166}Tm
^{168}Yb	0.13%	^{168}Yb هو نظير مستقر وله 98 نيوترون			
^{169}Yb	مصطنع	32.026 يوم	ε	0.909	^{169}Tm
^{170}Yb	3.04%	^{170}Yb هو نظير مستقر وله 100 نيوترون			
^{171}Yb	14.28%	^{171}Yb هو نظير مستقر وله 101 نيوترون			
^{172}Yb	21.83%	^{172}Yb هو نظير مستقر وله 102 نيوترون			
^{173}Yb	16.13%	^{173}Yb هو نظير مستقر وله 103 نيوترون			
^{174}Yb	31.83%	^{174}Yb هو نظير مستقر وله 104 نيوترون			
^{175}Yb	مصطنع	4.185 يوم	$β^-$	0.470	^{175}Lu
^{176}Yb	12.76%	^{176}Yb هو نظير مستقر وله 106 نيوترون			
^{177}Yb	مصطنع	1.911 ساعة	$β^-$	1.399	^{177}Lu

ع · ن · ت

المراجع [عدل]

1. ^ The M. Jackson "Magnetism of Rare Earth" IRM quarterly col. 10, No. 3, p. 1, 2000
2. ^ "معلومات عن إتيربيوم على موقع enciclopedia.cat". enciclopedia.cat. مؤرشف من الأصل في 28 سبتمبر 2016.
3. ^ "معلومات عن إتيربيوم على موقع vocab.getty.edu". vocab.getty.edu. مؤرشف من الأصل في 8 أبريل 2020.
4. ^ "معلومات عن إتيربيوم على موقع babelnet.org". babelnet.org. مؤرشف من الأصل في 09 ديسمبر 2019.

إتيربيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت الجدول الدوري <
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	GND: 4190434-5 · LCCN: sh85149406
معرفات كيميائية	**NDF-RT ID**: N0000021103, N0000006820 · **CAS Number**: 7440-64-4 · **PubChem CID**: 23992 · **DSSTOX substance identifier**: DTXSID4046993 · **EC no.**: 231-173-2 · **ChEBI ID**: 33381 · **ECHA**: 100.028.339 · **ChemSpider ID**: 22428 · **Gmelin number**: 16320 · **UNII**: MNQ4O4WSI1

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

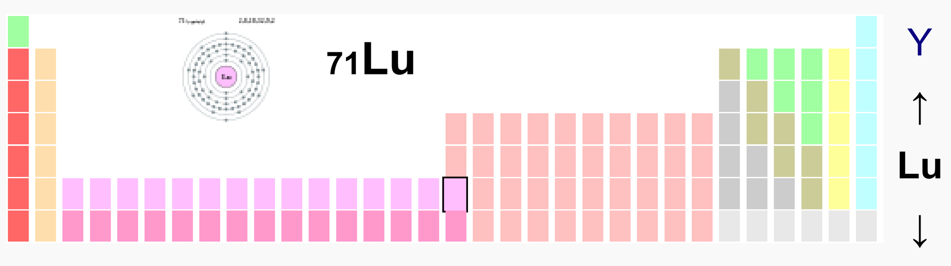
تصنيفات: إتيربيوم | عناصر كيميائية | لانثانيدات | ماسخات محتملة

لوتيشيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من لوتيتيوم)

اللوتيشيوم هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله الرمز **Lu** والرقم الذري 71.[2][3][4] عنصر فلزي من عناصر المجموعة الأرضية النادرة، وغالبا ما يقع الليتيتيوم مع الإيتريوم ويستخدم أحيانا في سبائك المعادن كحفاز في بعض العمليات. عند التقيد بقواعد المستويات الفرعية للجدول الدوري والسلاسل الكيميائية فإنه يتم وصف اللوتيشيوم كعنصر انتقالي، لكنه عموما يوصف على أنه لانثينيد وذلك حسب الالاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية.

هافنيوم ← **لوتيشيوم** ← إتيربيوم



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	لوتيشيوم، 71، Lu
تصنيف العنصر	لانثانيدات
ملاحظات عن التصنيف	يعتبر أحيانا كفلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 6، d
الكتلة الذرية	174.9668(4) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	9.841 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	9.3 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1925 ك، 1652 °س، 3006 °ف
نقطة الغليان	3675 ك، 3402 °س، 6156 °ف
حرارة الانصهار	ca. 22 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	414 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.86 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1906	2103	2346	(2653)	(3072)	(3663)

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.27 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 523.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1340 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2022.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	174 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	17±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 582 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	16.4 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	(درجة حرارة الغرفة) (بولي) 9.9 ميكرومتر/(م·كلفن)
معامل يونغ	68.6 غيغاباسكال
معامل القص	27.2 غيغاباسكال
معامل الحجم	47.6 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.261
صلادة فيكرز	1160 ميغاباسكال
صلادة برينل	893 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-94-3

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر اللوتيشيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{173}Lu	مصطنع	1.37 سنة	ε	0.671	^{173}Yb
^{174}Lu	مصطنع	3.31 سنة	ε	1.374	^{174}Yb
^{175}Lu	97.41%	^{175}Lu هو نظير مستقر وله 104 نيوترون			
^{176}Lu	2.59%	3.78×10^{10} سنة	$β^-$	1.193	^{176}Hf

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

الخواص المميزة والتطبيقات [عدل]

اللوتيشيوم أبيض فضي, فلز ثلاثي مقاوم للتآكل وله ثبات نسبي في الهواء وهو أثقل وأصلب العناصر الأرضية النادرة.

وهذا العنصر مكلف للغاية للحصول عليه لكميات نافعة ولذا فإن له استخدامات تجارية محدودة. وعموما، فإن اللوتيشيوم الثابت يمكن أن يستخدم كحفاز في عمليات تكسير البترول في المصافي ويمكن أن يستخدم أيضا في الألكلة، والهدرجة, والبلمرة.

وتم اقتراح استخدام جرانيت اللوتيشيوم ألومنيوم ($Al_5Lu_3O_{12}$) كعدسة في الطباعة الحجرية المغموسة ذات معامل الانكسار العالي.

تاريخ اللوتيشيوم [عدل]

اللوتيشيوم (تعنى كلمة لوتيتيا باللاتينية باريس) تم اكتشافه مستقلا في عام 1907 بواسطة العالم لافرنسي جورج أوربان وأحد علماء المعادن الأستراليين البارون كارل أوير فون ويلسباخ. ووجد كلاهما اللوتيشيوم كتلوث في معدن اليتربيا والذي كان يظن أنه يحتوى على العنصر إيتربيوم من الكيميائي جين كارليس جاليسارد ماريناك وأخرون.

وتم وصف فصل اللوتيشيوم من إيتريوم ماريناك عن طريق أوربان وبالتالى كان له شرف الاكتشاف. واختار للعنصر نيو إيتريوم ولوتيكيوم كأسماء له، ولكن تم إرجاع الاسم نيو إيتريوم إلى عنصر الإيتريوم في عام 1949 وتم تسمية العنصر 71 باللوتيشيوم.

ويلزباخ اقترح الاسم "كاسيوبيوم" للعنصر 71 (على اسم النجم كاسيوبيا) وألبيباريوم كاسم للإتربيوم، ولكن تم رفض هذان الاسمان.

التواجد في الطبيعة [عدل]

يتواجد مع تقريبا كل الفلزات الأرضية النادرة ولكن لا يتواجد بمفرده، ويصعب للغاية فصل اللوتيشيوم من العناصر الأخرى وهو أقل العناصر وفرة على الإطلاق. وبالتالي، هو أحد أغلى الفلزات' وتبلغ قيمته 6 مرات تقريبا مثل الذهب.

وأهم المصادر القابلة للاستخدام للوتيشيوم هو المعدن الأرضي النادر للفوسفات المونازايت: (Ce, La, PO_4)، ويحتوى على 0.003 % من العنصر. فلز اللوتيشيوم النقي تم عزله حديثا وهو صعب للغاية في تحضيره (وهو أحد وأغلى العناصر الأرضية النادرة). ويتم فصله من العناصر الأرضية النادرة الأخرى بواسطة التبادل الأيوني ثم يتم الحصول عليه في شكله العنصري باختزال $LuCl_3$ المائي أو LuF_3 بواسطة فلز أو فلز قلوي ترابي.

النظائر [عدل]

يتكون اللوتيشيوم الموجود طبيعيا من نظير واحد ثابت Lu-175 بتواجد 97.41%. ويوجد 33 نظير مشع, وأكثرهم ثباتا Lu-176 وله عمر نصف يبلغ $3.78 * 10^{10}$ سنة وبنسبة تواجد (2.59 %), Lu-174 وله عمر نصف يبلغ 3.31 سنة, Lu-173 وله عمر نصف 1.37 سنة. وكل النظائر المشعة المتبقية لها عمر نصف أقل من 9 أيام، ومعظم هذه النظائر لها عمر نصف أقل من نصف ساعة. وللعنصر أيضا حالات رجوع وأكثرها ثباتا Lu-177m بعمر نصف 160.4 يوم, Lu-174m بعمر نصف 142 يوم, Lu-178m بعمر نصف 23.1 دقيقة.

وتتراوح نظائر اللوتيشيوم في الوزن الذري بين 149.973 (Lu-150), (Lu-184) 183.961. وطريقة الإضمحلال الأساسية قبل أكثر النظائر ثباتا Lu-175، هو أسر الإلكترون (ببعض انبعاثات ألفا, بوزيترون), والنظام الأساسي بعدها هو انبعاث بيتا. والناتج الأساسي قبل Lu-175 هي نظائر العنصر رقم 70 (الإيتربيوم) والنواتج الأساسية بعد هي نظائر العنصر رقم 72 (الهافنيوم).

مركبات اللوتيشيوم [عدل]

- الفلوريدات: LuF_3
- الكلوريدات: $LuCl_3$
- البروميدات: $LuBr_3$
- اليودات: LuI_3
- الأكسيدات: Lu_2O_3
- الكبريتيدات: Lu_2S_3
- النيتريدات: LuN_3

شاهد أيضا: مركبات اللوتيشيوم

الاحتياطات [عدل]

مثل الفلزات الأرضية النادرة الأخرى، ينظر للوتيشيوم على أن له سمية منخفضة، ولكن يجب التعامل معه بحرص وخاصة مركباته. ولتراب الفلز خطورة من ناحية الاشتعال والانفجار. ولا يلعب اللوتيشيوم أي دور حيوي في جسم الأنسان ولكن يظن أنه يساعد في حث عملية الأيض.

المراجع [عدل]

1. ^ *Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics* (PDF). CRC press. 2000. ISBN 0849304814.
2. ^ "معلومات عن لوتيشيوم على موقع id.loc.gov". id.loc.gov. مؤرشف من الأصل في 14 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن لوتيشيوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 14 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن لوتيشيوم على موقع chemapps.stolaf.edu". chemapps.stolaf.edu. مؤرشف من الأصل في 30 يونيو 2018.

المصادر [عدل]

- الدليل إلى العناصر- طبعة منقحة، ألبرت ستيوارتكا (جامعة أوكسفورد، طبعة 1998) ISBN 0-19-508083-1
- معمل لوس ألاموس القومي- اللوتيشيوم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على الشبكة- لوتيشيوم
- إنه أساسي- لوتيشيوم

في كومنز صور وملفات عن: لوتيشيوم

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن

ضبط استنادي	GND: 4168341-9 · LCCN: sh85078994
معرفات كيميائية	***PubChem CID***: 23929 · ***ChEBI ID***: 33382 · ***EC no.***: 231-103-0 · ***CAS Number***: 7439-94-3 · ***ECHA***: 100.028.275 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5047746 · ***ChemSpider ID***: 22371 · ***Gmelin number***: 16202 · ***UNII***: 5H0DOZ21UJ

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

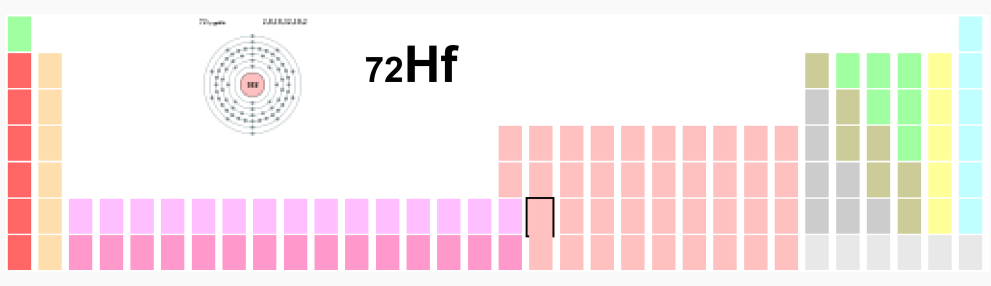
تصنيفات: لوتيشيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | لانثانيدات

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 121
عدل الوصلات

هافنيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الهافنيوم عنصر كيميائي له الرمز **Hf** والعدد الذري 72 في الجدول الدوري.[2][3][4] وهو فلز انتقالي يشبه الزركونيوم كيميائياً.

تانتالوم → **هافنيوم** ← لوتيشيوم	
	Zr ↑ **Hf** ↓ Rf
المظهر	
رمادي فولاذي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	هافنيوم، 72، Hf
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	4، 6، d
الكتلة الذرية	178.49 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^2$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 10, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	13.31 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	12 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2506 ك، 2233 °س، 4051 °ف
نقطة الغليان	4876 ك، 4603 °س، 8317 °ف
حرارة الانصهار	27.2 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	571 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.73 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2689	2954	3277	3679	4194	4876

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3, 2 (أكسيد مذبذب)
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 658.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1440 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2250 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	159 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	175±10 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	331 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	23.0 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	5.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3010 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	78 غيغاباسكال
معامل القص	30 غيغاباسكال
معامل الحجم	110 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.37
صلادة موس	5.5
صلادة فيكرز	1760 ميغاباسكال
صلادة برينل	1700 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-58-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الهافنيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{172}Hf	مصطنع	1.87 سنة	ε	0.350	^{172}Lu
^{174}Hf	0.162%	$2×10^{15}$ سنة	α	2.495	^{170}Yb
^{176}Hf	5.206%	^{176}Hf هو نظير مستقر وله 104 نيوترون			
^{177}Hf	18.606%	^{177}Hf هو نظير مستقر وله 105 نيوترون			
^{178}Hf	27.297%	^{178}Hf هو نظير مستقر وله 106 نيوترون			
^{178m2}Hf	مصطنع	31 سنة	IT	2.446	^{178}Hf
^{179}Hf	13.629%	^{179}Hf هو نظير مستقر وله 107 نيوترون			
^{180}Hf	35.1%	^{180}Hf هو نظير مستقر وله 108 نيوترون			
^{182}Hf	مصطنع	$9×10^6$ سنة	$β^-$	0.373	^{182}Ta

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: هافنيوم

الاستخدامات [عدل]

يستخدم مع الزركونيم لتغطية أقطاب اليورانيوم

ويستخدم أيضا كمادة تصنع منها أقطاب التحكم في المفاعلات النووية

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن هافنيوم على موقع id.ndl.go.jp". id.ndl.go.jp. مؤرشف من الأصل في 16 أبريل 2020.
3. ^ "معلومات عن هافنيوم على موقع mor.nlm.nih.gov". mor.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2019.
4. ^ "معلومات عن هافنيوم على موقع echa.europa.eu". echa.europa.eu. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.

ع·ن·ت الجدول الدوري <
ع·ن·ت مركبات الهافنيوم <
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	GND: 4158734-0 · LCCN: sh85058238 · NDL: 00562767
معرفات كيميائية	**CAS Number**: 7440-58-6 · **HMDB ID**: HMDB0029201 · **RTECS number**: MG4600000 · **ECHA**: 100.028.333 · **DSSTOX substance identifier**: DTXSID8064698 · **PubChem CID**: 23986 · **ZVG number**: 7720 · **ChemSpider ID**: 22422 · **EC no.**: 231-166-4 · **ChEBI ID**: 33343 · **NIOSH Pocket Guide ID**: 0309 · **UNII**: X71938L1DO

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: هافنيوم | العلم في 1923 | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
Bosanski
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 126
عدل الوصلات

تانتالوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

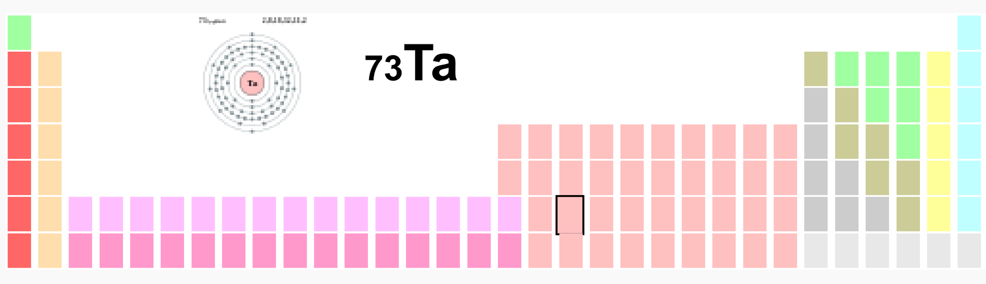
التانتالوم عنصر كيميائي في الجدول الدوري له الرمز **Ta** ، له العدد الذري 73 ، وهو معدن انتقالي نادر، صلب وذو لون أزرق رمادي .[3][4][5] يستخدم في الصناعات الدقيقة للطائرات وخاصة صناعة مراوح {الطائرات} النفاثة ويستخدم في صناعة آلات تشغيل المعادن ومعدات العمليات الكيميائية، والمفاعلات النووية وأجزاء الصواريخ....ويكثر استعمال التنتالوم في صناعة معدات الجراحة والأجهزة المزروعة في الجسم البشري فعل سبيل المثال[تستخدم طلاءات التنتالوم المسامية في صناعة أعضاء عظيمة تعويضية بسبب قدرة التنتالوم علي تشكيل رابطة مباشرة مع الأنسجة الصلبة ويستخدم الأكسيد في صناعة زجاج خاص ذي معامل حراري عال لصناعة عدسات الكاميرات] ويوجد التنتالوم في مصر في منطقة جبل أبو دباب بالبحر الأحمر{{حقيقة

اكتشفه آندرز غوستاف إيكبرغ عام 1802 م.[6]

المراجع [عدل]

1. ^ Moseley, P. T.; Seabrook, C. J. (1973). "The crystal structure of β-tantalum". *Acta Crystallographica Section B Structural Crystallography and Crystal Chemistry*. **29** (5): 1170–1171. doi:10.1107/S0567740873004140.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Bowers, B. (2001). "Scanning Our Past from London The Filament Lamp and New Materials". *Proceedings of the IEEE*. **89** (3): 413. doi:10.1109/5.915382.
4. ^ Tantalum-Niobium International Study Center: Coltan Retrieved 2008-01-27 نسخة محفوظة 14 يناير 2016 على موقع واي باك مشين.
5. ^ "Manufacturing metals: A tantalising prospect". The Economist. 2013-02-16. مؤرشف من الأصل في 06 مارس 2018. اطلع عليه بتاريخ 17 أبريل 2013.
6. ^ البعلبكي, منير (1992 م). معجم أعلام المورد (الطبعة الأولى). بيروت: دار العلم للملايين. صفحة 82. مؤرشف من الأصل في 17 أكتوبر 2016.

تنغستن ← **تانتالوم** → هافنيوم



Nb ↑ **Ta** ↓ Db

المظهر	
رمادي مزرق	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تانتالوم، 73، Ta
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	5، 6، d
الكتلة الذرية	180.94788 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^3$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 11, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	16.69 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	15 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	3290 ك، 3017 °س، 5463 °ف
نقطة الغليان	5731 ك، 5458 °س، 9856 °ف
حرارة الانصهار	36.57 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	732.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.36 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	3297	3597	3957	4395	4939	5634

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**5**, 4, 3, 2, -1 (أكسيد حمضي ضعيف)
الكهرسلبية	1.5 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 761 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1500 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	146 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	170±8 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	α-Ta: مكعب مركزي الجسم β-Ta: رباعي السطوح[1]
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	131 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	57.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	6.3 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3400 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	186 غيغاباسكال
معامل القص	69 غيغاباسكال
معامل الحجم	200 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.34
صلادة موس	6.5
صلادة فيكرز	873 ميغاباسكال
صلادة برينل	800 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-25-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التانتالوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{177}Ta	مصطنع	56.56 ساعة	ε	1.166	^{177}Hf
^{178}Ta	مصطنع	2.36 ساعة	ε	1.910	^{178}Hf
^{179}Ta	مصطنع	1.82 سنة	ε	0.110	^{179}Hf
^{180}Ta	مصطنع	8.125 ساعة	ε	0.854	^{180}Hf
			$β^-$	0.708	^{180}W
^{180m}Ta	0.012%	>1.2×10^{15} سنة (غير مشاهد)	ε	0.929	^{180}Hf
			$β^-$	0.783	^{180}W
			IT	0.075	^{180}Ta
^{181}Ta	99.988%	^{181}Ta هو نظير مستقر وله 108 نيوترون			
^{182}Ta	مصطنع	114.43 يوم	$β^-$	1.814	^{182}W
^{183}Ta	مصطنع	5.1 يوم	$β^-$	1.070	^{183}W

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: تانتالوم

الجدول الدوري <

ضبط استنادي	GND: 4059023-9 · LCCN: sh85132346 · NDL: 00572700
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-25-7 · *RTECS number*: WW5505000 · *ECHA*: 100.028.304 · *PubChem CID*: 23956 · *ChEBI ID*: 33348 · *ChemSpider ID*: 22395 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID8064690 · *ZVG number*: 8440 · *EC no.*: 231-135-5 · *HMDB ID*: HMDB0004143 · *NIOSH Pocket Guide ID*: 0585 · *UNII*: 6424HBN274

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء | بوابة علم المواد

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

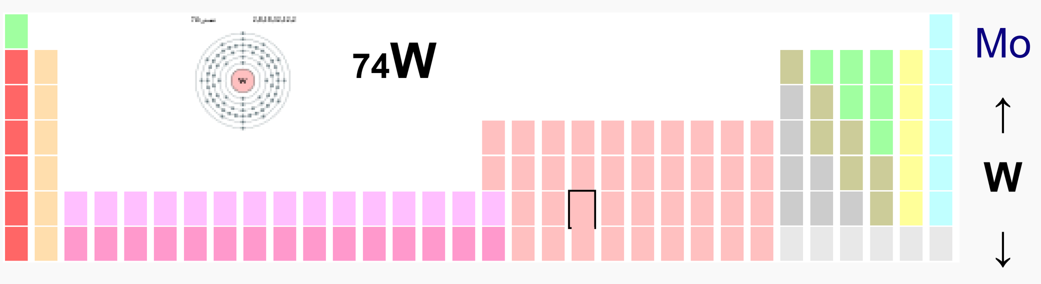
تصنيفات: تانتالوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات حرارية | مواد حيوية

تنجستن

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من تنغستن)

التنجستن (ملاحظة 1) عنصر كيميائي يرمز له باللاتينية بالرمز W، وعدده الذري 74. كلمة تنجستن مشتقة من السويدية tung (ثقيل) وsten (حجر) بمعنى الحجر الثقيل. اكتشفه الكيميائي السويدي كارل فلهلم شيله في عام 1783، وهو عنصر مهم جداً، ويستخدم في صناعة الأسلاك المتوهجة في المصابيح الكهربائية.

رينيوم ← **تنغستن** → تانتالوم



المظهر	
أبيض إلى رمادي لمّاع	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تنغستن، 74، W
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	6، 6، d
الكتلة الذرية	183.84 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe][1]; $4f^{14}\ 5d^4\ 6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 12, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	19.25 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	17.6 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	3695 ك، 3422 °س، 6192 °ف
نقطة الغليان	5828 ك، 5555 °س، 10031 °ف
النقطة الحرجة	13892 ك، ميغاباسكال
حرارة الانصهار	35.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	806.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.27 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	3477	3773	4137	4579	5127	5823

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, 5, 4, 3, 2, 1, 0, −1, -2 (أكسيد حمضي ضعيف)
الكهرسلبية	2.36 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 770 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1700 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	139 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	162±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	52.8 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	173 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	4.5 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل يونغ	411 غيغاباسكال
معامل القص	161 غيغاباسكال
معامل الحجم	310 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.28
صلادة موس	7.5
صلادة فيكرز	3430 ميغاباسكال
صلادة برينل	2570 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-33-7

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر التنغستن

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{180}W	0.12%	1.8×10^{18} سنة	α	2.516	^{176}Hf
^{181}W	مصطنع	121.2 يوم	ε	0.188	^{181}Ta
^{182}W	26.50%	^{182}W هو نظير مستقر وله 108 نيوترون			
^{183}W	14.31%	^{183}W هو نظير مستقر وله 109 نيوترون			
^{184}W	30.64%	^{184}W هو نظير مستقر وله 110 نيوترون			
^{185}W	مصطنع	75.1 يوم	$β^-$	0.433	^{185}Re
^{186}W	28.43%	^{186}W هو نظير مستقر وله 112 نيوترون			

ع·ن·ت

Wolframite

محتويات [أخف]

الخصائص [عدل]

في الشكل الخام لتنجستن، هو معدن فولاذية رمادية التي غالبا ما تكون هشة وصعبة للعمل، ولكن إذا نقي، ويمكن عمل ذلك بسهولة. هو عمل من قبل التزوير أو السحب. من بين جميع المعادن في شكلهم النقي، التنغستن لديه أعلى نقطة انصهار (3422 درجة مئوية، 6192 درجة فهرنهايت)، وأدنى ضغط البخار (في درجات الحرارة فوق 1650 درجة مئوية، 3000 درجة فهرنهايت) وقوة الشد أعلى.يكون لدى التنغستن أقل قيمة لعامل التمدد الحراري لأي معدن ونقي. التوسع الحراري وانخفاض درجة انصهار عالية وقوة التنغستن ومن المقرر ان الرابطة التساهمية القوية بين الذرات تتكوّن من إلكترونات التنغستن ال5D. السبك بكميات صغيرة من التنغستن مع الفولاذ يزيد كثيرا من قوته.

النظائر [عدل]

التنغستن الطبيعي يتألف من خمس نظائر الذين نصف حياتهم طويلة بحيث يمكن اعتبارها مستقرة. نظريا، يمكن للتسوس في كل خمسة نظائر العنصر 72 (الهافنيوم) عن طريق انبعاث ألفا، ولكن لوحظ 180W فقط [15] أن تفعل ذلك مع العمر النصف (1.8 ± 0.2) × 1018 سنويا؛ في المعدلهذا الغلة حول ألفا يضمحل في 180W اثنين من غرام واحد من التنغستن الطبيعي سنويا. [16] لم تكن والنظائر الأخرى التي تحدث بشكل طبيعي لوحظ أن تحلل، ويعوق من نصف حياة أن يكون [16]

183W، T1 / 2> 8.3 × 1018 سنة 82W، T1 / 2> 29 × 1018 سنة 184W، T1 / 2> 13 × 1018 سنة 186W، T1 / 2> 27 × 1018 سنة تميزت آخر النظائر المشعة 30 الاصطناعي للالتنغستن، والأكثر استقرارا منها 181W مع العمر النصف 121.2 يوم، 185W مع عمر نصف 75.1 يوم، 188W مع عمر نصف 69.4 يوم، مع نصف 178W حياة 21.6 يوما، و187W مع عمر نصف 23.72 ساعة. [16] جميع النظائر المشعة المتبقية لها عمر نصف أقل من 3 ساعات، ومعظم هذه لها عمر نصف أقل من 8 دقائق. [16] التنغستن أيضا له ميتا 4، وأكثرهم ثباتا 179 mW (6.4 T ½ دقيقة).

المركبات [عدل]

التنغستن عنصر يقاوم هجوم من قبل الأكسجين، والأحماض، والقلويات.

الأكثر شيوعا حالة الأكسدة الرسمي لتنغستن هو +6، كما هو الحال في فلوريد التنغستن السداسي؛ ولكنه يسلك جميع التأكسد من -2 إلى +6. التنغستن يجمع في العادة مع الأكسجين لتشكيل أكسيد تنجستن الصفراء، WO_3، الذي يذوب في المحاليل القلوية المائية لتشكيل أيونات تنغستات $^{4}WO_2^{-}$.

الإنتاج [عدل]

أنتج حوالي 61,300 طن من مركزات التنغستن في عام 2009.[3] يستخرج خامات التنغستن، على عدة مراحل. يتم تحويل المعدن الخام في نهاية المطاف إلى أكسيد tungsten(VI) (WO3)، التي يتم تسخينها مع الهيدروجين أو الكربون لإنتاج مسحوق التنغستن.[4]

ويبلغ ثمن المعدن النقي يبلغ حوالي 20,075 دولار الطن اعتبارا من تشرين الأول/أكتوبر 2008.

هوامش [عدل]

- ملاحظة 1 أو التنغستن في أسلوب كتابة شائع آخر

المراجع [عدل]

1. ^ "Why does Tungsten not 'Kick' up an electron from the s sublevel?". اطلع عليه بتاريخ 15 يونيو 2008.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Shedd, Kim B. (2009). "Tungsten (table 15)" (PDF). المساحة الجيولوجي الأمريكي. مؤرشف من الأصل (PDF) في 29 أبريل 2017. اطلع عليه بتاريخ 18 يونيو 2011.
4. ^ Saunders, Nigel (2004). *Tungsten and the Elements of Groups 3 to 7 (The Periodic Table)*. شيكاغو: Heinemann Library. ISBN 1403435189.

تنجستن في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع·ن·ت	الجدول الدوري
ضبط استنادي	GND: 4066862-9 · LCCN: sh85138607 · NARA: 10641560 · NARA: 10641560 · NDL: 00572649
معرفات كيميائية	***ZVG number***: 7740 · ***RTECS number***: YO7175000 · ***ECHA***: 100.028.312 · ***KEGG ID***: C00753 · ***EC no.***: 231-143-9 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID8052481 · ***ChemSpider ID***: 22403 · ***ChEBI ID***: 27998 · ***PubChem CID***: 23964 · ***Gmelin number***: 16317 · ***CAS Number***: 7440-33-7 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0645 · ***UNII***: V9306CXO6G

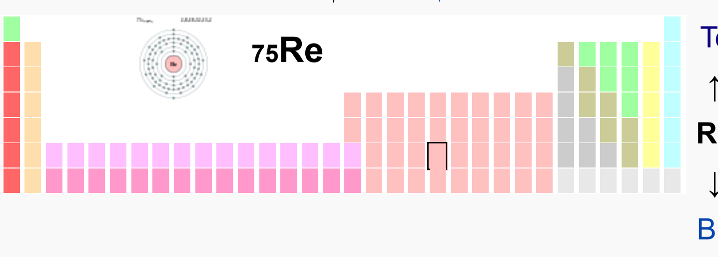
بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة علم المواد

تصنيفات: تنجستن | خصائص دوائية وأحيائية للعناصر الكيميائية | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات حرارية

رينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

أوزميوم ← **رينيوم** → تنغستن



المظهر	
رمادي فلزي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	رينيوم، 75، Re
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	7، 6، d
الكتلة الذرية	186.207 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^5$ $6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 13, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	21.02 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	18.9 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	3459 ك، 3186 °س، 5767 °ف
نقطة الغليان	5869 ك، 5596 °س، 10105 °ف
حرارة الانصهار	60.43 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	704 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.48 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	3303	3614	4009	4500	5127	5954

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**7**, **6**, 5, 4, 3, 2, 1, 0, -1 (أكسيد حمضي ضعيف)
الكهرسلبية	1.9 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 760 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1260 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2510 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	137 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	151±7 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	سداسي السطوح
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	193 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	48.0 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	6.2 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4700 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	463 غيغاباسكال
معامل القص	178 غيغاباسكال
معامل الحجم	370 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.30
صلادة موس	7.0
صلادة فيكرز	2450 ميغاباسكال
صلادة برينل	1320 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-15-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الرينيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{185}Re	37.4%	^{185}Re هو نظير مستقر وله 110 نيوترون			
^{187}Re	62.6%	4.12×10^{10} سنة	α (غير مشاهد)	1.653	^{183}Ta
			$β^-$	0.0026	^{187}Os

ع · ن · ت

الرينيوم عنصر كيميائي له الرمز **Re**، له العدد الذري 75 في الجدول الدوري.[2][3][4]

محتويات [أخف]

الاكتشاف [عدل]

ظل العنصر رقم 75 في الجدول الدوري لمندليف غير مكتشفا مع أن العلماء الكيميائين كانو قد توقعوا وجودة نظرا لخلو مكانة وفق ترتيب العدد الذري للعناصر حتي كان عام 1925، في برلين بألمانيا، عندما وجد كل من فالتر نوداك وزوجته إيدا تاك وأوتو بيرغ لعنصر الرينيوم في خامات البلاتين والكولومبيت. كما أعلنوا اكتشافهم للعنصر رقم 43 - والمعروف الآن باسم التكنيشيوم - وكان ذلك من خلال تحليل الأشعة السينية. وقد إعترض الكثيرون على اكتشافاتهم، لكن التجارب المتكررة أثبتت أن العنصر 75 (الرينيوم) قد تم اكتشافه بالفعل.وقد كان بذلك هو العنصر الفلزي الإنتقالي الأخير المكتشف ذا النظير المستقر في الجدول الدوري لمندليف .و يأتي اسم العنصر من الكلمة اللاتينية "Rhenus" التي تعني الراين كما يطلق علي الحجر الذي يوجد فيه الرينيوم بإسم حجر الراين.[5] [6]

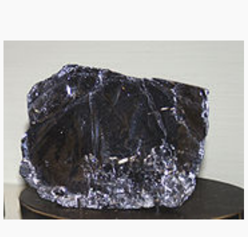
إيدا تاك مكتشفة عنصر الرينيوم

أوتو بيرغ مكتشف الرينيوم

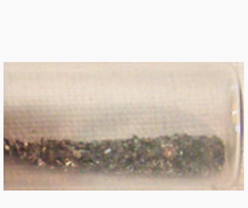
والتر نوداك

التواجد في الطبيعة [عدل]

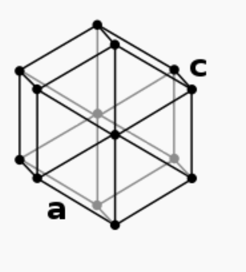
لا يوجد الرينيوم حرا في الطبيعة، ومعادن الرينيوم غير معروفة.و يوجد الرينيوم بتركيزات صغيرة، وفي صخور البغماتيت والصخور المدمجة مع المعادن مثل الموليبدينوم وكبريتيد النحاس. و توجد بكميات صغيرة في معادن الجادولينيت والكولومبيت والتانتاليت وفي بعض رواسب البلاتين والنحاس. تحتوي قشرة الأرض على ما يقدر بنحو 0.001٪ من الرينيوم.[7] [8]



الموليبدينوم



عنصر الرينيوم بدون صهر



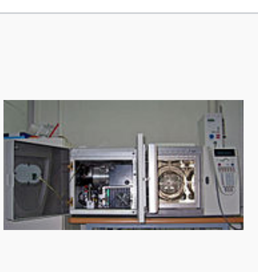
الشكل البلوري للرينيوم

الخصائص [عدل]

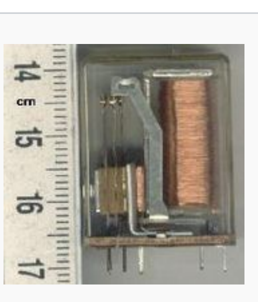
الرينيوم معدن نادر جدا وهو فضي لامع. ومقاوم قوي للتآكل والأكسدة وهو ثالث عنصر بعد الكربون والتنجستن في مقياس درجة الإنصهار ويلي كلا من الإيريديوم والأوزميوم والبلاتين في درجة الكثافة.والرينيوم هو واحد من خمسة معادن حرارية (معادن ذات مقاومة عالية للحرارة والتآكل).والمعادن الأخرى المقاومة للصهر هي التنجستن والموليبدينوم والتنتالوم والنيوبيوم. مركبات الرينيوم تشمل كلا من أكاسيد الرينيوم و هاليدات الرينيوم و كبريتيدات الرينيوم.[5] [9]

إستخدامات الرينيوم [عدل]

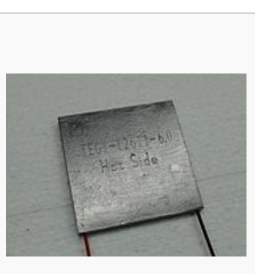
يستخدم الرينيوم مع البلاتين كمحفزات في إنتاج البنزين الخالي من الرصاص والأوكتان العالي. ويستخدم في سبائك المحركات النفاثة وفي سبائك التنغستن والموليبدينوم.و يستخدم على نطاق واسع كخيوط لأجهزة قياس الطيف الكتلي. و يستخدم أيضًا في مواد التلامس الكهربائي. ومحفزات الرينيوم مقاومة بشكل استثنائي للتسمم من النيتروجين والكبريت والفوسفور وهي مفيدة في هدرجة المواد الكيميائية الدقيقة.[5] و سبائك الرينيوم والموليبدينوم فائقة التوصيل الكهربائي وتستخدم المزدوجات الحرارية المصنوعة من الرينيوم والتنحستن لقياس درجات حرارة تصل إلى 2200 درجة مئوية كما يستخدم سلك الرينيوم في مصابيح الفلاش في التصوير الفوتوغرافي.[10]



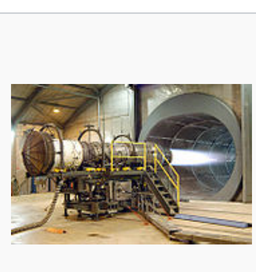
جهاز استشراب غازي مزود بمطياف كتلة



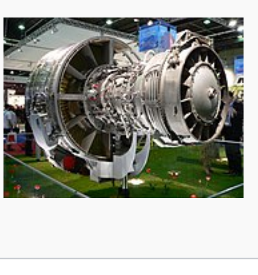
جهاز تلامس كهربائي صغير



وحدة مقياس حراري دقيقة



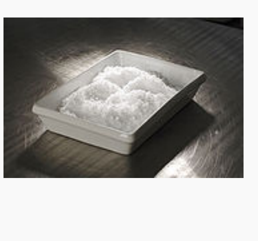
محرك توربيني قيد التجربة



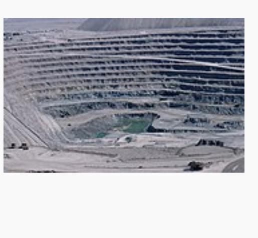
محرك توربيني جاهز للتركيب

الإنتاج [عدل]

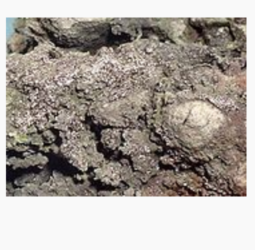
لا يوجد الرينيوم حرًا في الطبيعة أو كمركب في معدن مميز. ولكنة ينتشر على نطاق واسع في جميع أنحاء القشرة الأرضية إلى حد حوالي 0.001 جزء في المليون. ويحتوي بعض المولبيدنوم من 0.002٪ إلى 0.2٪ رينيوم. ويتم إنتاج أكثر من 150 ألف أوقية من الرينيوم سنويًا في الولايات المتحدة. والبلدان الأعلى إنتاجا للرنيوم هي شيلي وكازاخستان، وتستخرجة كل من الولايات المتحدة، أرمينيا، كندا، بيرو وروسيا.



بيررنات(رباعي أكسيد الرينيوم) الأمونيوم (NH 4 ReO 4)



منجم للنحاس السماقي في تشوكيكاماتا ، تشيلي يستخرج منه الرينيوم



المظهر الفضي من حجر الراين (حجر الرينيوم) من بركان كودريافي في جزر الكوريل بروسيا

اقرأ أيضاً [عدل]

- فلوريد الرينيوم السداسي
- فلوريد الرينيوم السباعي

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن رينيوم على موقع fdasis.nlm.nih.gov". fdasis.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن رينيوم على موقع snl.no". snl.no. مؤرشف من الأصل في 21 أكتوبر 2016.
4. ^ "معلومات عن رينيوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2019.
5. ↑ أ ب ت "Rhenium". مؤرشف من الأصل في 07 يناير 2021. اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.
6. ^ "Rhenium / Re (Element) - PubChem". مؤرشف من الأصل في 02 مارس 2021. اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.
7. ^ "rhenium – Store norske leksikon". اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.
8. ^ "Rhenium - an overview / ScienceDirect Topics". مؤرشف من الأصل في 02 مارس 2021. اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.
9. ^ "Rhenium - Element information, properties and uses / Periodic Table". مؤرشف من الأصل في 6 فبراير 2021. اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.
10. ^ "Rhenium / Re (Element) - PubChem". مؤرشف من الأصل في 02 مارس 2021. اطلع عليه بتاريخ 28 يناير 2021.

في كومنز صور وملفات عن: رينيوم

ضبط استنادي	GND: 4177995-2 · LCCN: sh85113607 · NDL: 00569408
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-15-5 · ***PubChem CID***: 23947 · ***EC no.***: 231-124-5 · ***ChEBI ID***: 49882 · ***ChemSpider ID***: 22388 · ***ZVG number***: 7750 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID9064685 · ***ECHA***: 100.028.294 · ***UNII***: 7YHU292INY

أوزميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الأوزميوم عنصر كيميائي في الجدول الدوري له الرمز **Os** ، و العدد الذري 76 ، من مشتقاته OsO4 رابع أكسيد الأوزميوم المستخدم كعامل مؤكسد في العديد من التفاعلات.

محتويات [أخف]

إريديوم ← **أوزميوم** → رينيوم

76Os

Ru ↑ **Os** ↓ Hs

المظهر	
فضي ذو زرقة خفيفة	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أوزميوم، 76، Os
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	8، 6، d
الكتلة الذرية	190.23 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]؛ $4f^{14}\ 5d^6\ 6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 14, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	22.59 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	20 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	3306 ك، 3033 °س، 5491 °ف
نقطة الغليان	5285 ك، 5012 °س، 9054 °ف
حرارة الانصهار	57.85 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	738 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	24.7 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	3160	3423	3751	4148	4638	5256

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	8, 7, 6, 5, **4**, 3, 2, 1, 0, -1, -2 (أكسيد حمضي ضعيف)
الكهرسلبية	2.2 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 840 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1600 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	135 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	144±4 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	سداسي السطوح
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	81.2 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	87.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	5.1 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4940 متر/ثانية (20 °س)
معامل القص	222 غيغاباسكال
معامل الحجم	462 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.25
صلادة موس	7.0
صلادة برينل	3920 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-04-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الأوزميوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{184}Os	0.02%	$>5.6\times10^{13}$ سنة (غير مشاهد)	εε	1.452	^{184}W
^{185}Os	مصطنع	93.6 d	ε	1.013	^{185}Re
^{186}Os	1.59%	2.0×10^{15} سنة	α	2.822	^{182}W
^{187}Os	1.96%	^{187}Os هو نظير مستقر وله 111 نيوترون			
^{188}Os	13.24%	^{188}Os هو نظير مستقر وله 112 نيوترون			
^{189}Os	16.15%	^{189}Os هو نظير مستقر وله 113 نيوترون			
^{190}Os	26.26%	^{190}Os هو نظير مستقر وله 114 نيوترون			
^{191}Os	مصطنع	15.4 d	β^-	0.314	^{191}Ir
^{192}Os	40.78%	$>9.8\times10^{12}$ سنة (غير مشاهد)	$\beta^-\beta^-$	0.414	^{192}Pt
^{193}Os	مصطنع	30.11 d	β^-	1.141	^{193}Ir
^{194}Os	مصطنع	6 y	β^-	0.097	^{194}Ir

ع·ن·ت

الخصائص [عدل]

الخصائص الفيزيائية [عدل]

الأوزميوم هو معدن ذو كثافة كبيرة، لونه فضي مزرق ذو قساوة وهشاشة عالية وذو تألق كبير حتى عند درجات الحرارة العالية. وهو معدن صعب التشغيل بسبب قساوته وهشاشته العالية وضغط التبخر المنخفض (العنصر الأقل ضمن مجموعة البلاتين) ونقطة الانصهار العالية جداً(العنصر ذو أكبر نقطة انصهار من بين جميع العناصر). يعتبر الأوزميوم العنصر الأعلى كثافة من بين جميع العناصر وكثافته أكثر بقليل من الإريديوم.[2] وتعتبر طريقة حساب الكثافة عن طريق البنية البلورية من أكثر الطرق دقة وموثقية وقد أعطت كثافة للأوزميوم تساوي 22.587 ± 0.009 g/cm^3 بينما للإيريديوم كانت 22.562 ± 0.009 g/cm^3.[3] وتنتج الكثافة العالية للأوزميوم بسبب تقلص اللاثيندات.[3][4]

يمتلك الأوزميوم صفات فيزيائية وكيميائية ملحوظة، فهو العنصر الأعلى قيمة لنقطة الانصهار والأقل من حيث ضغط التبخر ضمن مجموعة البلاتين. وذو انضغاطية قليلة وجداً. ويملك معامل بلك كبير جداً يتراوح ما بين 395 و 462 جيجا باسكال، بينما الألماس 443 جيجا باسكال. بينما قساوة الأوزميوم تساوي فقط 4 جيجا باسكال وهي أقل من قساوة الألماس..[5][6][7]

الخصائص الكيميائية [عدل]

انه مادة صلبة ذو كثافة عالية وذو لون فضي فاتح وليس قاتما ونحن نعلم ان الذهب كثافته عالية لكن توجد مواد صلبة كثافتها أكبر بكثير والاوزميوم من المواد الصلبة التي كثافتها عالية .

النظائر [عدل]

يمتلك الأوزميوم سبع نظائر طبيعية ست منهم نظائر مستقرة هم ^{184}Os, ^{187}Os, ^{188}Os, ^{189}Os, ^{190}Os, والأكثر وفرة ^{192}Os. ^{186}Os واللذان يخضعان لإضمحلال ألفا بعمر نصف مادة مشعة يصل إلى ((2.0±1.1) × 10^{15} سنة) لذلك يعتبران عملياً بأنهما مستقرآن. ويعتقد أن جميع النظائر تخضع لإضمحلال ألفا لكن لكبر عمر نصف المادة مشعة الكبير جداً، لم يتم رصد الإضمحلال سوى على ^{186}Os. كما يعتقد أن ^{184}Os و^{192}Os من الممكن أنهما يخضعان لإضمحلال بيتا المضاعف لكن لم يتم رصد النشاطات الإشعاعية حتى الآن.[8]

النظير ^{187}Os هو وليد عن ^{187}Re ذو نصف عمر (4.56 × 10^{10} سنة) ويستخدم على نطاق واسع في عمليات تأريخ الأرض بالإضافة إلى الصخور النيزكية كما يستخدم لقياس التجوية خلال العصور الجيولوجية ولتحديد الحد الأدنى لثبات جذور دثار صفائح القارات. ويفسر هذا التحلل سبب الغنى الغير عادي في مناجم الروديوم بالنظير ^{187}Os.[9] تقترن معظم عمليات التأريخ باستخدام الأوزميوم باستخدام الإيريديوم مثل تحليل بيانات طبقات الكوارتز الصدمي خلال فترة انقراض العصر الطباشيري-الثلاثي والذي أدى إلى انقراض الديناصورات قبل 65 مليون سنة.[10]

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ Arblaster, J. W. (1989). "Densities of osmium and iridium: recalculations based upon a review of the latest crystallographic data" (PDF). *Platinum Metals Review*. **33** (1): 14–16. مؤرشف من الأصل (PDF) في 24 سبتمبر 2015.
3. ↑ أ ب Arblaster, J. W. (1995). "Osmium, the Densest Metal Known". *Platinum Metals Review*. **39** (4): 164. مؤرشف من الأصل في 27 سبتمبر 2011.
4. ^ Chandra, Sulekh (2006-01-01). *Comprehensive Inorganic Chemistry*. صفحة 6. ISBN 9788122418088. مؤرشف من الأصل في 09 ديسمبر 2019.
5. ^ Weinberger, M. B.; et al. (2008). "Osmium Metal Studied under High Pressure and Nonhydrostatic Stress". *Phys. Rev. Lett.* **100** (4): 045506. doi:10.1103/PhysRevLett.100.045506. PMID 18352299. Explicit use of et al. in: \|مؤلف= (مساعدة)
6. ^ Cynn, Hyunchae (2002). "Osmium has the Lowest Experimentally Determined Compressibility". *Physical Review Letters*. **88** (13): 135701. doi:10.1103/PhysRevLett.88.135701. PMID 11955108.
7. ^ Sahu, B. R. (2005). "Osmium Is Not Harder Than Diamond". *Physical Review B*. **72** (11): 113106. doi:10.1103/PhysRevB.72.113106.
8. ^ Audi, G. (2003). "The NUBASE Evaluation of Nuclear and Decay Properties". *Nuclear Physics A*. Atomic Mass Data Center. **729**: 3–128. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001.
9. ^ Dąbek, Józef (2007). "Physical Foundations of Rhenium-Osmium Method - A Review". *Geochronometria*. **27**: 23–26. doi:10.2478/v10003-007-0011-4.
10. ^ لويس ألفاريز; Alvarez, W.; Asaro, F.; Michel, H. V. (1980). "Extraterrestrial cause for the Cretaceous–Tertiary extinction". *Science*. **208** (4448): 1095–1108. doi:10.1126/science.208.4448.1095. PMID 17783054.

في كومنز صور وملفات عن: أوزميوم

ع·ن·ت الجدول الدوري

ضبط استنادي: GND: 4172906-7 · LCCN: sh85095926 · NDL: 00568958

معرفات كيميائية: *CAS Number*: 7440-04-2 · *ZVG number*: 7760 · *PubChem CID*: 23937 · *UNII*: 2E7M255OPY · *EC no.*: 231-114-0 · *ChEBI ID*: 30687 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID5064679 · *ChemSpider ID*: 22379 · *ECHA*: 100.028.285 · *Gmelin number*: 16234

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء | بوابة علم المواد

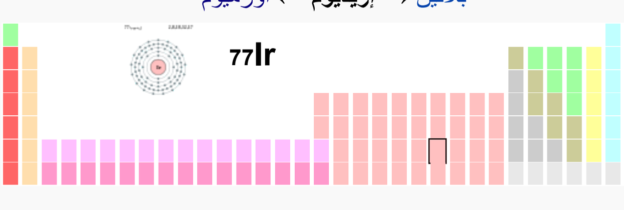
تصنيفات: أوزميوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات نفيسة | معادن عناصر طبيعية

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Bosanski
Ελληνικά
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات:
129
عدل الوصلات

إريديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

بلاتين → **إريديوم** ← أوزميوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	إريديوم، 77، Ir
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	9، 6، d
الكتلة الذرية	192.217 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}\ 5d^7\ 6s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 15, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	22.56 [1] غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	19 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2739 ك، 2466 °س، 4471 °ف
نقطة الغليان	4701 ك، 4428 °س، 8002 °ف
حرارة الانصهار	41.12 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	563 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.10 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2713	2957	3252	3614	4069	4659

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	−3، −1، 0، 1، 2، **3**، **4**، 5، 6
الكهرسلبية	2.20 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 880 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1600 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	136 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	141±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	47.1 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	147 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	6.4 ميكرومتر/(م·كلفن)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	4825 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	528 غيغاباسكال
معامل القص	210 غيغاباسكال
معامل الحجم	320 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.26
صلادة موس	6.5
صلادة فيكرز	1760 ميغاباسكال
صلادة برينل	1670 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-88-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الإريديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{188}Ir	مصطنع	1.73 يوم	ε	1.64	^{188}Os
^{189}Ir	مصطنع	13.2 يوم	ε	0.532	^{189}Os
^{190}Ir	مصطنع	11.8 يوم	ε	2.000	^{190}Os
^{191}Ir	37.3%	^{191}Ir هو نظير مستقر وله 114 نيوترون			
^{192}Ir	مصطنع	73.827 يوم	β-	1.460	^{192}Pt
			ε	1.046	^{192}Os
$^{192m2}Ir$	مصطنع	241 سنة	IT	0.161	^{192}Ir
^{193}Ir	62.7%	^{193}Ir هو نظير مستقر وله 116 نيوترون			
^{193m}Ir	مصطنع	10.5 يوم	IT	0.080	^{193}Ir
^{194}Ir	مصطنع	19.3 ساعة	β-	2.247	^{194}Pt
$^{194m2}Ir$	مصطنع	171 يوم	IT	?	^{194}Ir

ع · ن · ت

الإريديوم (بالإنجليزية: iridium) عنصر كيميائي رمزه **Ir**، عدده الذري 77 في الجدول الدوري. وهو عنصر ثقيل جدا، قاسي، هش. ينتمي إلى مجموعة أو عائلة معادن البلاتين . تم اكتشاف الإريديوم في عام 1803 في شوائب البلاتين غير القابلة للذوبان، في الطبيعة.

محتويات [أخف]

تاريخ [عدل]

- **الإريديوم** كلمة يونانية وتعني ألوان الطيف. اكتشف الإريديوم والأوزميوم في لندن من قبل سميث تينت عن طريق حل البلاتين النقي في الماء الملكي فترسبت معادن البلاتين على شكل راسب أسود غير منحل.

المتر المعياري المحفوظ منذ 1898 في باريس مصنوع من الإريديوم.

وتتشابك اكتشاف إيريديوم مع البلاتين ومعادن أخرى من مجموعة البلاتين. البلاتين الأصلية المستخدمة من قبل الإثيوبيين القديمة [3]، والثقافات في أمريكا الجنوبية [4] يرد دائما على كمية صغيرة من المعادن البلاتينية المجموعة الأخرى، بما في ذلك إيريديوم. بلغ البلاتين أوروبا كما بلاتينا ("الفضية الصغيرة")، وجدت في القرن 17 من قبل الغزاة الإسبان في المنطقة المعروفة اليوم باسم وزارة شوكو في كولومبيا.[5] اكتشاف أن هذا المعدن لم يكن سبيكة من العناصر المعروفة، لكن بدلا من ذلك عنصرا متميزا جديد، لم يحدث حتى 1748.

تواجده [عدل]

- الإريديوم أندر من الذهب والبلاتين، حيث يعد مع الروديوم والروثينيوم اندر المعادن الغير نشطة اشعاعيا.
- معدل وجوده في القشرة الأرضية لا يتجاوز واحد من مليار.
- في الطبيعة يتواجد بشكل حر على هيئة حبيبات وعادة ما يترافق مع البلاتين.
- أهم أماكن توافره: جنوب أفريقيا، أمريكا الشمالية والجنوبية، تاسمانيا، بورنو، اليابان.

خواصه [عدل]

بسبب قساوته وهشاشته فإنه من الصعب التعامل معه. عند درجة الإحمرار يتأكسد إلى الأوكسيد الأسود IrO_2. والذي يتفكك عند الدرجة 1140 مئوية.

خواصه [عدل]

الخواص الفيزيائية [عدل]

هو عنصر من المعادن البلاتينية، وأبيض، ويشبه البلاتينوم مع صفرة طفيفة بسبب صلابته، هش ذو درجة انصهار عالية جدا (أكبر بتسع مرات من جميع المعادن الأخرى)، صلب ولا يمكن أن يعمل في الآلات أو نموذج ويستعمل عادة كمسحوق تعدين. وهو المعدن الوحيد الذي يحافظ على الخصائص الميكانيكية في الهواء وفي درجات حرارة عالية تصل إلى 1600 درجة مئوية. وهو ذو درجة غليان عالية(العاشر بين جميع المعادن)،ويصبح ناقل جيدا للكهرباء في درجة حرارة تقل عن 0.14 كالفن.معمل مرونة الاريديوم هو ثاني أعلى معدل بين المعادن بعد الاوزميوم. هذا مقارنة مع معامل الصلابة العالي يعتبر منخفضا جدا لنسبة بواسون، تشير إلى درجة عالية من الصلابة والمقاومة للتشوه التي قدمت لها في تصنيع مكونات مفيدة مسالة صعوبة كبيرة.ورغم هذه القيود والتكاليف العالية للايريديوم، قد وضعت عددا من التطبيقات حيث القوة الميكانيكية هي عامل أساسي في بعض الظروف القاسية للغاية في التكنولوجيا الحديثة. قياس كثافة الاريديوم أقل بقليل من كثافة الاوزميوم (بنحو 0.1 %) أكثف عنصر معروف. حيث كان هناك بعض الغموض بشان أي العنصري أكثر كثافة نظرا لصغر حجم الفرق في الكثافة والصعوبات في قياس ذلك بدقة، ولكن، مع زيادة الدقة في العوامل المستخدمة لحساب كثافة الأشعة السينية أسفرت البيانات أن كثافة البلورات 22,56 g/cm3 للايريديوم و 22,59 g/cm3 للأوزميوم.

1 اوقية 1 (31 ز) من قوس صهرها الإريديوم.

الخواص الكيميائية [عدل]

هو أكثر المعادن مقاومة للتآكل. ولا يتفاعل تقريبا مع أي حمض، الماء الملكي، المعادن المنصهرة أو سيليكات في درجات حرارة عالية.ومع ذلك يهاجم من قبل بعض الأملاح الذائبة، مثل سيانيد الصوديوم وسيانيد البوتاسيوم، فضلا عن الأكسجين والهالوجينات (الفلور خاصة) عند ارتفاع درجات الحرارة.

النظائر [عدل]

له نظيرين طبيعيين وبارزين 191Ir و 193Ir على على الترتيب على الأقل 34 نظير اشعاعي النشاط يركب ويجمع في العدد الكتلي من 164 إلى 62,7 192Ir الذي يسقط بين النظيرين الثابتين هو أفضل نظير اشعاعي ثبوتا والذي نصف حياته 73,827 يوم ويقوم بتطبيق في قصر المعالجة وفي التصوير الاشعاعي الصناعي وخاصة في اختبار غير مهلك أو متلف في التلاحم لتلاحم الفولاذ في الزيت والغاز الصناعي، الاريديوم 192 هو المسؤول عن عدد من الحوادث الاشعاعية، ثلاث نضائر أخرى لها نصف حياة على الأقل يوم . النظائر الوتي كتلتها تحت 191 تنحل بواسطة المجموعة β+ المحللة و α المحللة والبروتون المنبعث مع عبارات 189Ir والتي تحلل بواسطة إلكترون المستولي و190Ir والذي بدوره يتحلل بواسطة البوزيترون المنبعث. النظائر التركيبية الثقيلة تتحلل بواسطة المحلل بالرغم من أن له إلكترون مستولي محلل [23] .171Ir. كل النظائر المعروفة للاير يديوم اكتشفت ما بين 1934 و 2001 واحدث هو[23] .171Ir.

تاريخ [عدل]

الفضة الصغيرة اكتشفت في القرن 17 من طرف الاستعمار الإسباني في إقليم بكولومبيا مكتشف هذا المعدن لم يسمح بمعرفة هذا العنصر لكن مهد لظهور عنصر جديد لم يجدد حتى 1741. الكيميائون الذين درسوا مادة بلاتينيوم اذابوه في محلول مائي لإنشاء ملح مذاب. كانو يلاحظون كمية صغيرة تظهر سوداء، راسب اسود ظن ان الراسب هو الجرافيت. الكيميائيون الفرنسيون أيضا لاحظو راسب اسود سنة 1803، لكن لم يتحصلو على تجربة كافية . في سنة 1803 قام عالم بريطاني بتحليل الراسب واستنتج انه يحتوي على مادة جديدة، عالج المسحوق بالتناوب مع الالكان والحمض وتحصل على أكسيد متطاير الذي اعتقد أنه تلك المادة الجديدة، أكمل أبحاثه وعرف العنصرين المجهولين من قبل في الراسب الأسود هما : الإريديوم والأوزميوم يحتوي على حبيبات حمراء مظلمة وذلك نتيجة التفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم وحمض كلور الماءالذي سماه الاريريديوم والتي هي ملكة جناح اليونان لقوس قزح ورسول الالهة للاولمبياد، لأن الكثير من الأملاح المحصل عليها تحتوي على أملاح قوية.

المركبات [عدل]

أشكال المركبات في حالات أكسدة الإريديوم بين -3 إلى +6؛حالات الأكسدة الأكثر شيوعا هي +3 و+4. الأمثلة الجيدة عن الأكسدة العالية نادرة، ولكنها تشمل IrF_6 وSr_2MgIrO_6 اثنين أكاسيد المختلطة و[13][3] .Sr_2CaIrO_6أكسيد الاريديوم، IrO_2، مسحوق بني، هوالأكسيد الوحيد ذو خصائص جيدة. [3] Ir_2O_3، وصف أنه مسحوق أزرق مسود الذي يؤكسد إلى IrO_2 بواسطةHNO_3. الشركة البريطانية جونسون ماثي ذكرت في وقت لاحق أنها كانت تستخدم في عملية مماثلة منذ 1837 وقدمت بالفعل إيريديوم تنصهر في عدد من المعارض العالمية. وقد تم استخدام أول سبيكة من الإريديوم مع الروثينيوم في المزدوجات الحرارية من طرف (فوسنر أوتو في) 1933. هذه يسمح بقياس درجات الحرارة المرتفعة في الهواء تصل إلى 2000 درجة مئوية. في موس باور رودولف 1957، في ما كان يطلق عليه واحدة من "التجارب التاريخية في فيزياء القرن العشرين"، اكتشف الانبعاثات الرنانة ونكص الحرة وامتصاص أشعة غاما من ذرات معدنية في عينة صلبة تحتوي على 191Ir فقط. هذه الظاهرة، والمعروفة باسم تأثير موس باور (التي لوحظت منذ ذلك الحين عن النوى الأخرى، مثل57Fe)، وكما وضعت الطيفي موس باور، قدمت مساهمات هامة لبحث في الفيزياء، الكيمياء، الكيمياء الحيوية، علم المعادن، والمعادن. تحصل موس باور على جائزة نوبل في الفيزياء عام 1961، ثلاث سنوات فقط بعد أن نشر اكتشافه. إيريديوم هو واحد من العناصر الأقل وفرة في القشرة الأرضية، وجود كسر متوسط كتلة 0,001 جزء في المليون في الصخور في القشرة الأرضية ؛الذهب هو 40 مرة أكثر وفرة، البلاتين هو 10 مرة أكثر وفرة، والفضة والزئبق هي 80 مرات أكثر وفرة. التيلوريوم له نفس وفرة إيريديوم، وفقط ثلاثة عناصر طبيعية أقل وفرة هي : الرنيوم، الروثينيوم، والروديوم، إيريديوم أكثر وفرة 1بـ0 مرات من العنصرين الأخيرين. وعلى النقيض من وفرته في القشرة الأرضية والمنخفضة في الصخور، الاريديوم هو شائع نسبيا في النيازك، مع تركيزات 0,5 جزء في المليون أو أكثر. ويعتقد أن التركيز الشامل للإيريديوم على الأرض هو أعلى بكثير مما لوحظ في صخور القشرة الأرضية، ولكن بسبب كثافة وsiderophilic ("سقوط النيازك") حرّف من الاريديوم، فإنه ينحدر تحت القشرة وإلى الأرض الأساسية عندما كان لا يزال هذا الكوكب المنصهر. تم العثور على إيريديوم في الطبيعة كعنصر طليق (غير المتحد أو في السبائك الطبيعية)؛ خصوصا سبائك إيريديوم - الأوزميوم، الاوزميريديوم (الأوزميوم الغنية)، والاريديوزميوم (ايريديوم الغنية). في ودائع النيكل والنحاس ومعادن مجموعة البلاتينيوم كما تحدث كبريتيد(S(i.e. (Pt,Pd))، tellurides (PtBiTe أي)، antimonides (PdSb)، وarsenides (PtAs2 أي). يتم تبادلها في جميع هذه المركبات بواسطة البلاتين كمية صغيرة من الاريديوم والأوزميوم. في جميع هذه المركبات البلاتين يتم تبادلها بواسطة كمية صغيرة من الاريديوم والأوزميوم. كما هو الحال مع كل من مجموعة المعادن البلاتينية، يمكن العثور على إيريديوم بشكل طبيعي في سبائك النيكل مع الخام أو النحاس الخام. في القشرة الأرضية، وجد إيريديوم عالي التركيز في ثلاثة أنواع من البنى الجيولوجية : ودائع نارية (القشرة الأرضية من الاختراقات أدناه)، تأثير الحفر، والودائع المعدلة من واحد من الهياكل السابقة. أكبر احتياطيات الأولية المعروفة في مجمع Bushveld النارية في جنوب أفريقي، على الرغم من أن ودائع كبيرة من النحاس والنيكل قرب نوريلسك في روسيا، وحوض سدبري في كندا هي أيضا مصادر كبيرة من الاريديوم. تم العثور على أكبر احتياطيات في الولايات المتحدة. وجدت في ودائع إيريديوم الثانوية، جنبا إلى جنب مع البلاتين ومعادن أخرى مجموعة البلاتين في ودائع الغرينية. الودائع الغرينية التي يستخدمها الناس ما قبل كولومبوس في وزارة شوكو في كولومبيا لا تزال مصدرا لمجموعة البلاتينيوم للمعادن. لم يقدر احتياطي العالم اعتبارا من عام 2003.

حدود الوجود [عدل]

الحدود ك تي من قبل 65 مليون سنة، الذي يرسم الحدود الزمنية بين فترتي العصر الطباشيري والثالثة من الزمن الجيولوجي، وحددت من قبل الطبقة رقيقة من الطين غنية بالاريديوم. اقترح فريق بقيادة لويس الفاريز في عام 1980 إلى الأصل غير الأرضي لهذا إيريديوم، وعزا ذلك إلى تأثير كويكب أو مذنب. نظريتهم المقبولة على نطاق واسع الآن، والمعروفة باسم فرضية ألفاريز، لتفسير زوال الديناصورات. وتبين لاحقا تأثير كبير حفرة دفن مع هيكل عصر تقدر بنحو 65 مليون سنة في إطار ما هو الآن شبه جزيرة يوكاتان (الحفرة تشيككسولوب). يجادل ديوي م ماكلين وآخرون بأن إيريديوم قد يكون بركاني المنشأ بدلا من ذلك، كما الأرض الأساسية غنية بالاريديوم، وبراكين نشطة مثل لوس انجليس لبركان بيتون دي Fournaise، في جزيرة ريونيون، ما زالت تطلق إيريديوم.

الانتاج [عدل]

يتم الحصول على إيريديوم تجاريا كمنتج من عمليات في تعدين النيكل والنحاس والمعالجة. خلال electrorefining النحاس والنيكل والمعادن النبيلة مثل الذهب والفضة والمعادن من مجموعة البلاتين وكذلك السيلينيوم والتيلوريوم تترسب في القاع من الخلية والطين الأنود، والذي يشكل نقطة الانطلاق لاستخراجها. من أجل فصل المعادن، يجب أولا أن تكون جلبت إلى محلول. تتوفر العديد من الطرق اعتمادا على عملية الانفصال وتكوين خليط؛ أسلوبان ممثلان هما الاندماج مع بيروكسيد الصوديوم يتبعه في حل ريجيا أكوا، وانحلال في خليط من غاز الكلور مع حمض الهيدروكلوريك. بعد حله، يتم فصل إيريديوم من المعادن البلاتينية مجموعة أخرى من عجل (NH4) 2IrCl6 أو عن طريق استخراج 6- IrCl2 مع الأمينات العضوية. الأسلوب الأول هو مماثل للإجراء تينانت وولاستون تستخدم لانفصالهما. الطريقة الثانية يمكن أن تخطط كاستخراج مستمر السائل السائل، وبالتالي أكثر ملاءمة لإنتاج نطاق صناعي. وفي كلتا الحالتين، يتم تقليل المنتج باستخدام الهيدروجين، وينتج هذا المعدن على شكل مسحوق أو الإسفنج التي يمكن معالجتها باستخدام تقنيات مسحوق تعدين. وكان الإنتاج السنوي من إيريديوم حوالي سنة 2000 حوالي 3 طن أو نحو 100000 أوقية (ozt). [note 3][1 وكان سعر إيريديوم اعتبارا من عام 2007 $ 440 دولار أمريكي / [45]،ozt ولكن السعر يختلف اختلافا كبيرا، كما هو مبين في الجدول. في عام 2010 ارتفع سعر لأكثر من 750 $ دولار أمريكي / ozt. في 2007-2009 مجموعة من 425دولار حتي 460 $ ويعزى التقلب الشديد في أسعار المعادن من مجموعة البلاتين إلى العرض والطلب والمضاربة والاحتكار، وكبر وصغر حجم السوق وعدم الاستقرار في الدول المنتجة البلدان.

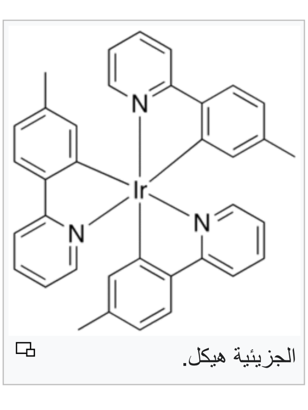
تطبيقات [عدل]

وكان الطلب العالمي على إيريديوم في 2007 119000أوقية (3700 كلغ)، التي كانت تستخدم 25000 ozt (780 كلغ) للتطبيقات الكهربائية مثل شمعات الإشعال؛ 34000 ozt (1100 كلغ). لتطبيقات مثل أقطاب كهربائية لالكلور القلوي عملية؛ 24000 ozt (750 كلغ) لالحفز، و36000 ozt (1100 كلغ) لاستخدامات أخرى

الصناعية والطبية [عدل]

نقطة انصهار عالية، وصلابة ومقاومة تآكل الاريديوم وسبائكه تحدد معظم تطبيقاته. إيريديوم وخصوصا سبائك إيريديوم -البلاتين أو سبائك الأوزميوم - إيريديوم يكون ارتداء منخفضة وتستخدم، على سبيل المثال، لspinnerets متعددة مسامي، التي يتم من خلالها مقذوف بوليمر البلاستيك تذوب لتشكيل الألياف، مثل الرايون. يستخدم الأزميوم - إيريديوم لبوصلة اتجاهات وأرصدة. مقاومة التآكل والحرارة يجعل إيريديوم عامل مهم في صناعة السبائك. يتم صنع بعض أجزاء محركات الطائرات طويلة الحياة من سبيكة إيريديوم ويتم استخدام سبائك التيتانيوم لإيريديوم - الأنابيب في المياه العميقة بسبب مقاومته للتآكل. كما يستخدم إيريديوم كعامل تصلب في السبائك البلاتينية. صلابة فيكرز من البلاتين النقي هو 56 HV في حين عالي البلاتين مع 50 ٪ من الاريديوم يمكن أن تصل إلى أكثر من 500 [56][55] .HV الأجهزة التي يجب أن تحمل درجات الحرارة المرتفعة للغاية غالبا ما تكون مصنوعة من إيريديوم. على سبيل المثال، تستخدم البوتقات درجات حرارة عالية مصنوعة من الاريديوم في عملية Czochralski لإنتاج أكسيد المفرد البلورات (مثل الياقوت) لاستخدامها في أجهزة ذاكرة الكمبيوتر والليزر في الحالة الصلبة. تزرع البلورات، مثل العقيق والغاليوم الجادولينيوم الإتريوم العقيق الغاليوم، عن طريق ذوبان رسوم ما قبل متكلس من أكاسيد مختلطة تحت ظروف المؤكسدة في درجات حرارة تصل إلى 2100 درجة مئوية. مقاومته لقوس التآكل يجعل سبائك إيريديوم مثالية للاتصالات الكهربائية لشمعات الإشعال. وتستخدم مركبات إيريديوم كحافز في عملية Cativa لكربنلة من الميثانول لإنتاج حامض الخليك. الإريديوم نفسه يستخدم كعامل محفز في نوع من محرك السيارة التي قدمت عام1996 الذي يسمى محرك الاشتعال المباشر. والنظائر المشعة للايريديوم - 192 هي واحدة من أهم مصدري الطاقة لاستخدامها في التصوير بالأشعة الصناعية - γ للاختبار غير المدمرة للمعادن. بالإضافة إلى ذلك، يستخدم 192Ir كمصدر للأشعة غاما لعلاج السرطان باستخدام العلاج الإشعاعي الموضعي، وهو شكل من العلاج الإشعاعي حيث وضعت مصدر الأشعة مختومة داخل أو بجوار المنطقة التي تستدعي العلاج. علاجات محددة تشمل ارتفاع معدل البروستاتا الموضعي جرعة، bilary الموضعي لاصق، والعلاج الإشعاعي الموضعي intracavitary عنق الرحم.

العلمي [عدل]



الجزيئية هيكل.

تم استخدام سبيكة من البلاتين 90 ٪ و 10 ٪ ايريديوم في عام 1889 لبناء النموذج الأولي الدولية متر والكتلة كيلوغرام، التي يحتفظ بها المكتب الدولي للأوزان والمقاييس قرب باريس. وقد تم استبدال شريط متر وتعريف الوحدة الأساسية للطول في عام 1960 بواسطة خط في الطيف الذري كريبتون، لكن النموذج الأولي كيلوغرام لا يزال المعيار الدولي للكتلة. وقد استخدمت إيريديوم في المولدات الحرارية بالنظائر المشعة من المركبات الفضائية غير المأهولة مثل المسافر، فايكنغ، وبيونير، كاسيني وغاليليو، والافاق الجديدة. وكان اختيار لإيريديوم تغليف البلوتونيوم - 238 الوقود في المولد لأنها يمكن أن تتحمل درجات الحرارة التشغيلية لتصل إلى 2000 درجة مئوية ولقوته الهائلة. آخر اهتمامات استخدام الأشعة السينية والبصريات، وخصوصا الأشعة السينية التلسكوبات. ومغلفة مرايا للمرصد شاندرا للأشعة السينية بطبقة من 60 نانومتر إيريديوم سميكة. أثبت الإريديوم ليكون أفضل خيار لتعكس الأشعة السينية بعد الذهب والنيكل واختبرالبلاتين أيضا. طبقة إيريديوم، التي كان لا بد من السلس إلى داخل ذرات قليلة، والتي تطبقها بخار إيريديوم إيداع تحت فراغات عالية على قاعدة طبقة من الكروم. يستخدم إيريديوم في فيزياء الجسيمات لإنتاج البروتون المضاد، وهو شكل من المادة المضادة. البروتون المضاد يصنع عن طريق إطلاق شعاع بروتون عالية الكثافة على الهدف التحويل، الذي يحتاج إلى أن تكون مصنوعة من مادة ذات كثافة عالية جدا. على الرغم من أن تستخدم التنغستن بدلا من ذلك، إيريديوم في الاستفادة من الاستقرار الأفضل في ظل موجات الصدمة الناجمة عن ارتفاع درجات الحرارة بسبب الشعاع الساقط. الكربون والهيدروجين تفعيل بوند (C–H التنشيط) هو مجال البحث عن ردود الفعل التي يلتصق الكربون والهيدروجين، والتي كانت تعتبر تقليديا كما يتفاعل. النجاحات الأولى وذكرت في السندات سي اتش في تفعيل الهيدروكربونات المشبعة، التي نشرت في 1982، وتستخدم مجمعات إيريديوم العضوية أن الخضوع لإضافة عنصر مؤكسد مع الهيدروكربون. ويجري التحقيق مجمعات إيريديوم كحافز لهدرجة غير المتماثلة. وقد استخدمت هذه المواد الحفازة في تركيب المنتجات الطبيعية وقادرة على ركائز يهدرج صعوبة معينة، مثل الألكينات، unfunctionalized enantioselectively (توليد واحد فقط من متبلور مضاد اثنان أمكن). إيريديوم أشكال متنوعة من مجمعات المصالح الأساسية في التجميع الثلاثي.

التاريخية [عدل]

نموذج من متر في هذا الشريط .

واستخدمت سبائك إيريديوم - الأوزميوم إلى حبيبات تلميح قلم حبر. وكان أول استخدام رئيسي للإيريديوم في 1834 في المناقير المثبتة على الذهب. منذ عام 1944، كانت شهرة قلم حبر باركر 51 مزودة بنك الاستثمار القومي رشحه خليط الروثينيوم وإيريديوم (مع إيريديوم 3.8 ٪),لا تزال المواد تلميح في الأقلام الحديثة يسمى تقليديا "إيريديوم"، بالرغم من وجود أي نادرا ما إيريديوم فيه؛ معادن أخرى مثل التنغستن اتخذت مكانها. تم استخدام سبيكة إيريديوم والبلاتين ثقوب اللمس أو تنفيس قطعة من مدفع. وفقا لتقرير من معرض باريس 1867، ويجري عرضها واحدة من القطع التي كتبها جونسون ماثي و"قد استخدمت في بندقية Withworth لأكثر من 3000 طلقة، ويظهر بالكاد علامات ارتداء. أولئك الذين يعرفون المشكلة المستمرة والنفقات التي سببها ارتداء القطع - تنفيس من مدفع عندما تكون في الخدمة الفعلية، وسوف نقدر هذا التكيف مهم ". قيل : "كل ألوان الخزف الأخرى رمادية سوداء تظهر على جانب منه"؛ يستخدم الاريديوم الصباغ الأسود، الذي يتكون من حبيبات دقيقة جدا إيريديوم، الخزف لوحة سوداء مكثفة.

التدابير الوقائية [عدل]

قلم حبر سائل nib labeled *Iridium Point*

الجزء الأكبرمن الإريديوم في شكل معدني ليس من المهم من الناحية البيولوجية أو خطرة على الصحة نظرا لافتقارها للتفاعل مع الأنسجة، وهناك فقط حوالي 20 أجزاء في التريليون من الاريديوم في الأنسجة البشرية. ومع ذلك، يمكن حبيبات مسحوق إيريديوم تكون خطيرة في التعامل معها، كما هو مصدر إزعاج، وربما تشتعل في الهواء. القليل جدا هو المعروف عن سمية مركبات إيريديوم لأنها تستخدم في كميات صغيرة جدا، ولكن الأملاح الذائبة، مثل هاليدات إيريديوم، يمكن أن تكون خطرة بسبب عناصر أخرى من الاريديوم أو بسبب إيريديوم نفسها ومع ذلك، معظم مركبات ايريديوم غير قابلة للذوبان، الأمر الذي يجعل من الصعب امتصاصه في الجسم. والنظائر المشعة من الاريديوم، 192Ir، أمر خطير مثل النظائر المشعة الأخرى. الاصابات المبلغ عنها فقط الناجمة عن التعرض لقلق إيريديوم العارض للإشعاع من 192Ir المستخدمة في العلاج الإشعاعي الموضعي إشعاعات غاما عالية الطاقة والمنبعثة من الاريديوم192Ir يمكن أن تزيد من خطر الإصابة بالسرطان. يمكن أن يسبب حروقا التعرض الخارجي، التسمم بالإشعاع، والموت. يمكن هضم 192Ir حرق بطانة المعدة والامعاء. 192mIr، 192Ir، و194mIr يتجهون إلى إيداع في الكبد، ويمكن أن تشكل مخاطر صحية على حد سواء من أشعة غاما وبيتا.

المراجع [عدل]

1. ^ J. W. Arblaster: *Densities of Osmium and Iridium*, in: Platinum Metals Review, 1989, 33, 1, S. 14–16; Volltext.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Ogden, J. M. (1976). "The So-Called 'Platinum' Inclusions in Egyptian Goldwork". *The Journal of Egyptian Archaeology*. **62**: 138–144. doi:10.2307/3856354. JSTOR 3856354.
4. ^ Chaston, J. C. (1980). "The Powder Metallurgy of Platinum". *Platinum Metals Rev*. **24** (21): 70–79.
5. ^ McDonald, M. (959). "The Platinum of New Granada: Mining and Metallurgy in the Spanish Colonial Empire". *Platinum Metals Review*. **3** (4): 140–145. مؤرشف من الأصل في 27 سبتمبر 2011.

وصلات خارجية [عدل]

- Iridium on الموسوعة البريطانية

في كومنز صور وملفات عن: إريديوم

ع · ن · ت	الجدول الدوري	<

ضبط استنادي	GND: 4162402-6 · LCCN: sh85068067 · NDL: 00564222
معرفات كيميائية	*PubChem CID*: 23924 · *ZVG number*: 8460 · *ChEBI ID*: 49666 · *CAS Number*: 7439-88-5 · *ChemSpider ID*: 22367 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID0064674 · *ECHA*: 100.028.269 · *EC no.*: 231-095-9 · *UNII*: 44448S9773

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات
بوابة علم المواد بوابة علم طبقات الأرض بوابة علوم الأرض

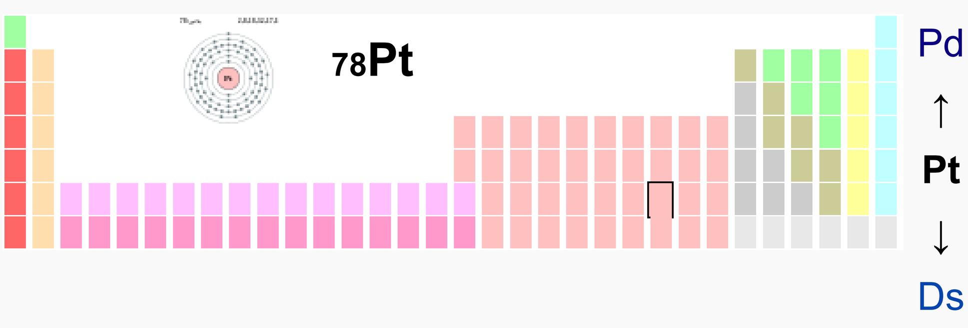
تصنيفات: إريديوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات نفيسة | معادن النيازك | معادن حدث الإصطدام | معادن عناصر طبيعية

بلاتين

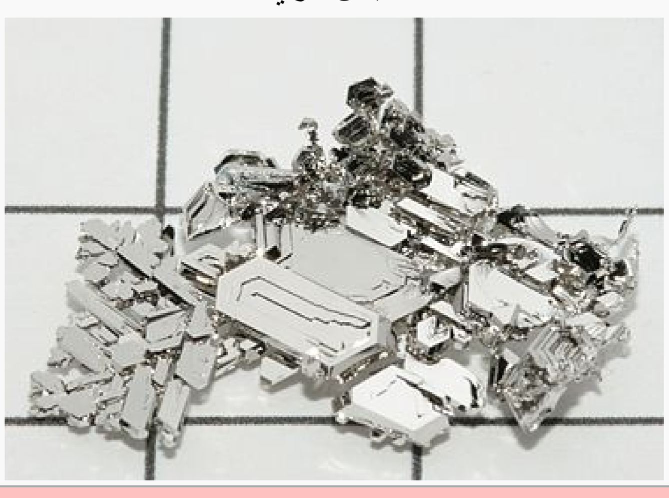
من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البلاتين أو **البلاتينوم** أو **اللُّجَان**[1] (بالإنجليزية: Platinum) هو عنصر كيميائي ومعدن ثمين لونه رمادي – أبيض، ويعود أصل كلمة بلاتين إلى كلمة أسبانية وهي (بلاتا) وتعني (الفضة الصغيرة)، والبلاتين أقوى من معدن الحديد وله مرونة الذهب.[2][3][4] يرمز له بالرمز **Pt** في الجدول الدوري وعدده الذري 78 ووزنه الذري 195.09 ومداره الأخير 5d9 ودرجة انصهاره 1768.3C ودرجة غليانه 3825C.

ذهب ← **بلاتين** ← إريديوم



المظهر	
أبيض فلزّي	



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بلاتين، 78، Pt
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	10، 6، d
الكتلة الذرية	195.084 غ·مول−1
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^{9}$ $6s^{1}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 17, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	21.45 غ·سم−3
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	19.77 غ·سم−3
نقطة الانصهار	2041.4 ك، 1768.3 °س، 3214.9 °ف
نقطة الغليان	4098 ك، 3825 °س، 6917 °ف
حرارة الانصهار	22.17 كيلوجول·مول−1
حرارة التبخر	469 كيلوجول·مول−1
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.86 جول·مول−1·كلفن−1

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2330	(2550)	2815	3143	3556	4094

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	6, 5, **4**, 3 , 2, 1, -1, -2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.28 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 870 كيلوجول·مول−1
	الثاني: 1791 كيلوجول·مول−1
نصف قطر ذري	139 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	136±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	175 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	105 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	71.6 واط·متر−1·كلفن−1 (300 كلفن)
التمدد الحراري	8.8 ميكرومتر·متر−1·كلفن−1 (25 °س)
مقاومة الشد	125-240 ميغاباسكال
معامل يونغ	168 غيغاباسكال
معامل القص	61 غيغاباسكال
معامل الحجم	230 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.38
صلادة موس	4–4.5
صلادة فيكرز	549 ميغاباسكال
صلادة برينل	392 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-06-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البلاتين

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{190}Pt	0.014%	6.5×10^{11} سنة	α	3.18	^{186}Os
^{192}Pt	0.782%	^{192}Pt هو نظير مستقر وله 114 نيوترون			
^{193}Pt	مصطنع	50 سنة	ε	0.057	^{193}Ir
^{194}Pt	32.967%	^{194}Pt هو نظير مستقر وله 116 نيوترون			
^{195}Pt	33.832%	^{195}Pt هو نظير مستقر وله 117 نيوترون			
^{196}Pt	25.242%	^{196}Pt هو نظير مستقر وله 118 نيوترون			
^{198}Pt	7.163%	^{198}Pt هو نظير مستقر وله 120 نيوترون			

ع · ن · ت

هذه الصورة تظهر فلز البلاتين الخام

صورة تظهر البلاتين على طبيعة

محتويات [أخف]

تاريخ [عدل]

يعتبر البلاتين من أندر المعادن وأثمنها في العالم. اكتشف لأول مرة في العام 1557م، وذلك على يد العالم الإيطالي جوليوس سكاليجر، وفي العام 1750م تم اكتشاف كميات كبيرة من معدن البلاتين، وذلك عندما عثر الأسبان على ترسبات لخام البلاتين في أمريكا اللاتينية ولكنه كان رخيصاً لعدم معرفة الناس لقيمته ولكن بدأت قيمته في الارتفاع عندما انتشر وأصبح العالم على علم ودراية باستخداماته وفوائده. ولا يوجد البلاتين في الطبيعة بمفرده ولكنه يوجد مختلطاً بخمسة فلزات أخرى وهي البالاديوم، الأوزميوم، الإريديوم، الروثينيوم، والروديوم، وذلك بنسب مختلفة ويطلق على اسم هذه الفلزات الستة مجتمعاً اسم مجموعة فلزات البلاتين. وفي بعض الأحيان يعثر على كتل من البلاتين الطبيعي، ففي العام 1843م عثر في روسيا على كتلة تزن 9.5 كجم من البلاتين الطبيعي.

خصائص البلاتين [عدل]

معدن البلاتين معدن قوي لا يصدأ ولا يفقد بريقه عند تعرضه للهواء، لأن البلاتين لا يتفاعل مع الأكسجين أو مركبات الكبريت الموجودة بالهواء، كما أنه لا يتأثر بالحموض التي تذيب معظم الفلزات الأخرى. وأفضل الطرق لإذابة البلاتين هي استخدام مخلوط من حمض النيتريك وحمض الهيدروكلوريك، ويتحد بسهولة مع الزرنيخ الفوسفور والسليكون، ويشكل البلاتين أيضاً سبائك مع معظم الفلزات.

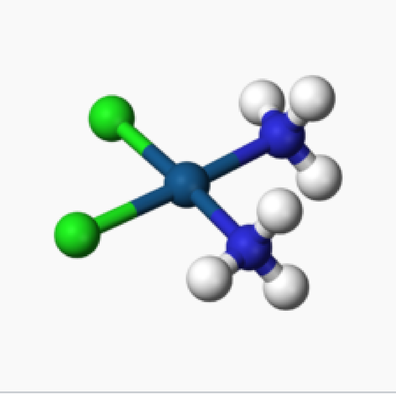
استخدامات البلاتين [عدل]

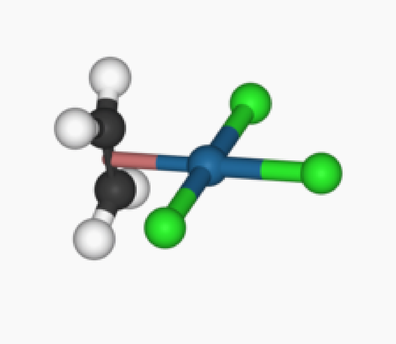
يستخدم البلاتين في المختبرات الكيميائية لإذابة العينات بالأحماض المختلفة، وذلك لأنه يقاوم الحرارة والتآكل، كما يستخدم البلاتين أيضاً في عمل الألواح والأسلاك الرقيقة والتي تستخدم في العديد من الأغراض.

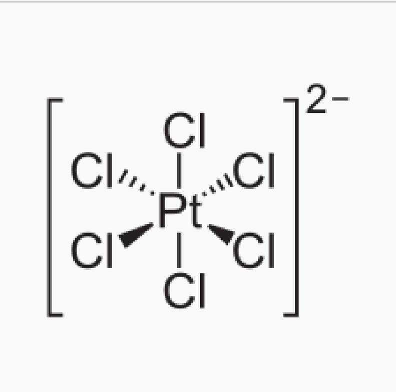
"المحول الحفاز" الموجود في عوادم السيارات والذي يسمى في بعض البلدان (دبة التلوث) حيث يوجد البلاتين على شكل شبكة تتفاعل مع الغازات السامة كأول أكسيد الكربون وتحويله إلى بخار ماء وثاني أكسيد الكربون ونيتروجين.

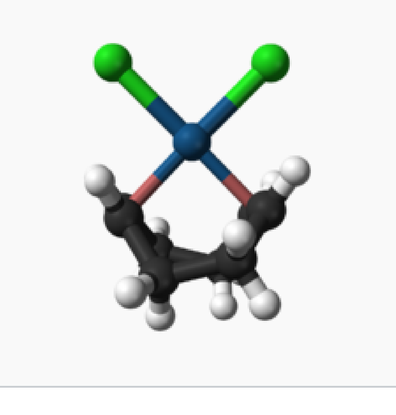
كما يعمل البلاتين على تفكيك أجزاء النفط، ويدخل في صناعة المجوهرات في نطاق واسع لما يتمتع به من قوة وصلابة، بالإضافة إلى عدم تأثره بالمواد المزيلة للبريق، ويستخدم البلاتين في صناعة أفضل الأدوات الجراحية، والأدوات المخبرية، وفي طب الأسنان، كما تستخدم بعض المركبات الكيميائية الحاوية للبلاتين في علاج بعض حالات السرطان مثل مركب سيس بلاتين (مقرون البلاتين).

معرض صور [عدل]



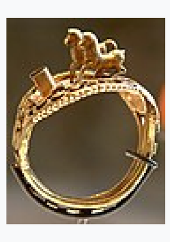






مراجع [عدل]

1. ^ "لجان". *ديوان اللغة العربية*. مؤرشف من الأصل في 12 فبراير 2019.
2. ^ "platinum (Pt)". نسخة محفوظة 5 April 2012 على موقع واي باك مشين. Encyclopædia Britannica Online. Encyclopædia Britannica Inc., 2012. Web. 24 April 2012
3. ^ Han, Y.; Huynh, H. V.; Tan, G. K. (2007). "Mono- vs Bis(carbene) Complexes: A Detailed Study on Platinum(II)−Benzimidazolin-2-ylidenes". *Organometallics*. **26** (18): 4612–4617. doi:10.1021/om700543p.
4. ^ "Occupational Health Guideline for Soluble Platinum Salts (as Platinum)" (PDF). Centers for Disease Control and Prevention. مؤرشف من الأصل (PDF) في 11 مارس 2010. اطلع عليه بتاريخ 9 سبتمبر 2008.



فلزات نفيسة

ذهب | فضة | بلاتين

في كومنز صور وملفات عن: بلاتين

ع · ن · ت	مجوهرات	<
ع · ن · ت	الجدول الدوري	<

ضبط استنادي	BNF: cb11933151c (data) · GND: 4174856-6 · LCCN: sh85103305 · NDL: 00575831 · SELIBR: 156616
معرفات كيميائية	*RTECS number*: TP2160000 · *ECHA*: 100.028.287 · *Gmelin number*: 8862 · *Drugbank ID*: 12257 · *ChEBI ID*: 33364 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID9064681 · *CosIng number*: 83652 · *HMDB ID*: HMDB0013671 · *EC no.*: 231-116-1 · *IEDB Epitope ID*: 114076 · *ZVG number*: 7780 · *CAS Number*: 7440-06-4 · *UNII*: 49DFR088MY

بوابة علم طبقات الأرض | بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء
بوابة علم المواد | بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات

تصنيفات: بلاتين | حفازات | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات نفيسة | معادن عناصر طبيعية | معادن مكعبية

ذهب

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

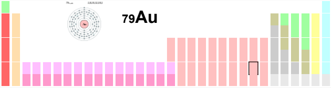
لمعانٍ أخرى، انظر ذهب (توضيح).

الذهب عنصر كيميائي رمزه **Au** وعدده الذرّي 79؛[1][2][3] وهو بذلك أحد العناصر القليلة ذات العدد الذرّي المرتفع والمتوفّرة طبيعياً في نفس الوقت. يوجد في الطبيعة على شكل فلز ذي لون أصفر مائل إلى الحمرة، وكثافته مرتفعة، وهو قابل للسحب وللطرق. يصنّف الذهب كيميائياً من الفلزّات الانتقالية وضمن عناصر المجموعة الحادية عشرة في الجدول الدوري؛ وهو يصنّف أيضاً ضمن الفلزّات النبيلة، فهو لا يتأثّر بأغلب الأحماض الشائعة، إلّا في الماء الملكي، وهو مزيجٌ من حمض النتريك وحمض الهيدروكلوريك.

يوجد الذهب في مكامنه على شكله العنصري الحرّ، أحياناً على شكل قطع أو حبيبات داخل الصخور، أو على شكل عروق في باطن الأرض، أو في الطمي في قاع الأنهار. على العموم فالذهب فلزٌّ نادرٌ نسبياً؛[4][5] وهو يوجد أحياناً على هيئة محلول جامد مع فلزّ الفضة في سبيكة الإلكتروم؛ كما يشكّل سبائك طبيعية مع النحاس والبالاديوم؛ بالإضافة إلى تشكيله ملغمةً مع الزئبق.

الذهب فلزٌّ نفيس استخدم في سكّ العملات وفي صناعة الحلي، بالإضافة إلى الأعمال الفنّية للعديد من الشعوب والحضارات والدول على مرّ الزمان. يلعب الذهب دوراً مهمّاً في الأداء الاقتصادي العالمي، لذلك يكون لغطاء واحتياطي الذهب تأثيرٌ على السياسات النقدية في دول العالم. يوجد إجمالياً حوالي 186,700 طنٌّ من الذهب في العالم وفق بيانات سنة 2015؛[6] وتتصدّر الصين الإنتاج العالمي بحوالي 450 طنٌّ سنوياً.[7] يتوزّع الاستهلاك العالمي من الذهب المنتج حديثاً وفق ما يلي: حوالي 50% في صناعة الحليّ، و40% في الاستثمارات وحوالي 10% في الصناعة.[8] نظراً للخواص المميّزة التي يتمتّع بها من حيث قابلية السحب والطرق والناقلية الكهربائية ومقاومة التآكل، فإنّ للذهب أهمّية صناعية تطبيقية، خاصّة في المجالات الإلكترونية.

زئبق → **ذهب** ← بلاتين



Ag
↑
Au
↓
Rg

المظهر	
أصفر ذهبي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ذهب، 79، Au
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	11، 6، d
الكتلة الذرية	196.966569 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{1}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	19.30 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	17.31 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1337.33 ك، 1064.18 °س، 1947.52 °ف
نقطة الغليان	3129 ك، 2856 °س، 5173 °ف
حرارة الانصهار	12.55 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	324 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.418 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

محتويات [أخفِ]

1 التاريخ
2 الأصل والوفرة
2.1 المنشأ الكوني
2.2 الوفرة الطبيعية
3 الاستخراج والإنتاج
3.1 التنقيب والتعدين

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
Deutsch
English
Esperanto
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو

3.2 الاستخراج والتنقية
3.2.1 طرق الاستخراج
3.2.2 التنقية
3.3 التلوّث
3.4 إعادة التدوير
3.5 الاصطناع
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
5.1 السبائك
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركّبات الكيميائية
7 الدور الحيوي
8 الدور الاقتصادي
8.1 الأسعار
8.2 الاستهلاك
9 الاستخدامات
9.1 الحلي والزينة
9.2 الصناعات الإلكترونية
9.3 الطبّ
9.4 الغذاء
9.5 متفرّقات
10 في الحياة والثقافة العامّة
10.1 في الأديان
10.2 في الثقافة
10.3 في اللغة
10.4 في الأدب
11 المراجع
11.1 باللغة العربية
11.2 بلغات أجنبية
12 وصلات خارجية

التاريخ [عدل]

عثر الإنسان القديم على الذهب في الطبيعة واقتناه لما له من خواصٍ مميّزة من لمعان وسهولة في المعالجة وعدم الاهتراء والتآكل، إضافة إلى ندرته وثقل وزنه وقدرته على تشكيل السبائك؛ كلّ تلك العوامل رفعت قيمة الذهب بمرور الوقت.

يعود استخدام الذهب لأغراض الزينة إلى العصور القديمة الضاربة في التاريخ؛ ففي ثمانينات القرن العشرين عثر في منطقة بلاد الشام على مشغولات ذهبية في مقبرة كهفية تعود إلى العصر النحاسي.[9] عثر كذلك على حوالي 3000 قطعة أثرية ذهبية على هيئة مرفقات جنائزية تعود إلى ذلك العصر (حوالي الألفية الرابعة قبل الميلاد) في مقبرة بالقرب من فارنا نيكروبولس في بلغاريا،[10] وهي بذلك أقدم موجودات ذهبية في القارة الأوروبية؛[11] كما عثر على حوالي 7000 قطعة أثرية ذهبية في المنطقة المحيطة بالبحر الأسود يعود تاريخها إلى فترة حضارة مايكوب في العصر النحاسي أيضاً.[12] أمّا المشغولات الذهبية القديمة الأخرى التي عثر عليها في أوروبا الوسطى مثل القبّعات الذهبية أو قرص نيبرا السماوي، وكذلك الموجودات العائدة إلى فترة حضارة القدور الجرسية مثل

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1646	1814	2021	2281	2620	3078

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	-1, 1, 2, **3**, 4, 5 (أكسيد مذبذب)
الكهرسلبية	2.54 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 890.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1980 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	144 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	136±6 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	166 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	22.14 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	318 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	14.2 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	(درجة حرارة الغرفة) 2030 متر·ثانية$^{-1}$
مقاومة الشد	120 ميغاباسكال
معامل يونغ	79 غيغاباسكال
معامل القص	27 غيغاباسكال
معامل الحجم	180 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.44
صلادة موس	2.5
صلادة فيكرز	216 ميغاباسكال
صلادة برينل	25 HB ميغاباسكال
رقم CAS	7440-57-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الذهب

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{195}Au	مصطنع	186.10 يوم	ε	0.227	^{195}Pt
^{196}Au	مصطنع	6.183 يوم	ε	1.506	^{196}Pt
			β^-	0.686	^{196}Hg
^{197}Au	100%	^{197}Au هو نظير مستقر وله 118 نيوترون			
^{198}Au	مصطنع	2.69517 يوم	β^-	1.372	^{198}Hg
^{199}Au	مصطنع	3.169 يوم	β^-	0.453	^{199}Hg

الأقراط الذهبية في قبر نبّال أيمزبوري فتعود إلى العصر البرونزي (حوالي الألفية الثانية قبل الميلاد).

ع · ن · ت

قناع توت عنخ آمون الذهبي معروضاً في المتحف المصري في القاهرة.

رسمت أقدم خارطة معروفة لمناجم الذهب في مصر القديمة في عهد الأسرة المصرية التاسعة عشرة (بين 1320 - 1200 قبل الميلاد)؛ في حين أنّ أقدم مرجع مكتوب يشير إلى مكامن الذهب فكان قد سجّل في عهد الأسرة المصرية الثانية عشرة (حوالي 1900 قبل الميلاد).[13] كان الذهب متوفّراً في مصر القديمة، إذ دوّن بالهيروغليفية المصرية في منحوتات تعود إلى سنة 2600 قبل الميلاد وصْفَ الملك توشراتا، ملك ميتاني، والذي ادّعى فيه أنّ "الذهب في مصر أكثر من الغبار".[14] انتشرت مناجم الذهب في مصر القديمة،[1] وخاصّة في النوبة،[15] ففي خريطة مرسومة في بردية تورين يوجد رسم لمخطّط منجم ذهب في النوبة مع وصف لطبيعة الأرض الجيولوجية المحلّية هناك. ورد ذكر الذهب أيضاً في رسائل تل العمارنة، وخاصّة في الرسالتين 19 (الحبّ والذهب)؛[16] و26 (إلى الملكة الأمّ: بعض التماثيل الذهبية المفقودة).[17] والتي تعود إلى حوالي القرن الرابع عشر قبل الميلاد.[18][19] أطلق على الذهب في مصر القديمة اسم "نبو"؛[2] وكان الاسم الذهبي (أو اسم حورس الذهبي) هو أحد الألقاب الخمسة التي كان يتقلّدها فرعون مصر ابتداءً من الأسرة الثالثة. عُثر على كمّيات كبيرة من الذهب أثناء التنقيب عن الآثار المصرية، وخاصّة مجموعة آثار الملك «توت عنخ آمون» وحليّ مقابر «تانيس» ومقبرة «سبتاح» وغيرها.[3]

عبر التاريخ كانت تيجان الملوك أكثر ما تصنع من الذهب، كما استخدم بشكل كبير في صنع الحليّ مثل القلائد والأطواق وغيرها. وصف إسطرابون وديودور الصقلّي الأساليب البدائية التي استخدمت قديماً في تعدين الذهب، ومن بينها إشعال النيران. كما كان الناس في العالم القديم يستخدمون وسائل مختلفة للحصول على الذهب في المكائث، ومن بينها استخدام جدائل الصوف، وربّما لذلك انتشرت أسطورة بحارة الأرجو والصوف الذهبي. يعود استغلال الذهب كوحدة نقد إلى منطقة جنوب شرق البحر الأسود، وذلك وفق الروايات بشكل مرتبط مع زمن ميداس، وكان الذهب مهمّاً جدّاً في سكّ النقد لأوّل مرّة في ليديا حوالي سنة 610 قبل الميلاد.[20] وفي نفس الفترة التاريخية أطلقت دويلة تشو عملة ينغ يوان Ying Yuan، وهي نقود ذهبية مربّعة الشكل.

قناع أغاميمنون الذهبي، والذي يعود إلى حوالي 1500 سنة قبل الميلاد معروضاً في متحف الآثار الوطني في أثينا.

جرى تطوير طرق جديدة لتعدين الذهب على نطاق واسع في روما القديمة اعتماداً على التعدين الهيدرولي في عدّة مناطق مثل ترانسيلفانيا وداقية وبريطانيا الرومانية بالإضافة إلى هسبانيا وخاصّة في منجم لاس مدولاس، الذي يعدّ من أشهر مناجم الذهب في عهد الإمبراطورية الرومانية. وصف بلينيوس الأكبر الكثير من الطرق المستخدمة آنذاك في موسوعته المعروفة باسم التاريخ الطبيعي، والتي كتبها حوالي نهاية القرن الأوّل الميلادي.

كان أحد الأهداف الأساسية للخيميائيين في العصور الوسطى هو تحويل المعادن والفلزّات رخيصة الثمن مثل الرصاص إلى ذهب، وذلك من خلال التأثّر مع مادّة حجر الفلاسفة الأسطورية. على الرغم من عدم نجاحهم في محاولاتهم، إلّا أنّ تراكم تلك الجهود أدّى إلى ازدياد المعارف بعلم المواد وإلى تطوير علم الكيمياء بشكله الحالي. ويعود الفضل إلى العالم جابر بن حيان في اكتشاف تركيبة الماء الملكي (أو التيزاب) والذي بمقدوره أن يحلّ الذهب، وعُرف المحلول الناتج باسم ماء الذهب.[4] كانت النقطة المطوّقة (نقطة محاطة بدائرة ☉) رمز الذهب عند الخيميائيين؛ والتي استعملت لاحقاً كرمز للشمس. أثناء قيامه برحلة الحج إلى مكّة سنة 1324 أقدم منسا موسى ملك مالي على زيارة القاهرة برفقة قافلة من الإبل محمّلة بآلاف الأرطال من الذهب.[5][6] أدّى منح الهدايا والعطايا إلى تخفيض سعر الذهب في مصر بشكل ملحوظ حتى بعد مضيّ فترةٍ من الزمن؛ وهذا ما وصفه شهاب الدين أحمد بن فضل الله العمري، والذي زار مصر بعد ذلك بسنوات.[21]

اعتبر شعب الأزتك أنّ الذهب ذا منشأ إلهي، (حتى أنّهم أسموه حرفياً "براز الآلهة" teocuitlatl في لغة ناواتل. وكان لصيت انتشار الذهب في أمريكا الوسطى وأمريكا الجنوبية من أحد العوامل الذي دفع الأوروبيين لاكتشاف العالم الجديد، وخاصّة مع الشائعات والأساطير التي وصفت ظهور الأمريكيين الأصليين بحليّ ذهبية وفيرة، ووجود مدنٍ كاملةٍ من الذهب ("إل دورادو"). ينسب إلى كريستوفر كولومبوس القول أنّ الذين يمتلكون بعضاً من الذهب فلديهم شيئاً ذا قيمةٍ عظيمةٍ على الأرض، كما أنّ لديهم وسيلةً تساعد الأرواح في الوصول إلى الجنّة.[22] بعد مقتل مونتيزوما، حاكم تينوتشتيتلان، نقل الغزاة الإسبان أغلب الذهب على متن سفن الغليون إلى إسبانيا.[23]

في أواخر القرن التاسع عشر تسببت حمّى الكشف عن الذهب في منطقة ويتووترسراند في استيطان المنطقة، ممّا أدّى في النهاية إلى تأسيس مدينة جوهانسبرغ عاصمة جنوب أفريقيا الحالية. ارتبط اندلاع حرب البوير الثانية بين الإمبراطورية البريطانية والبويريين الأفريقان ولو بشكلٍ جزئيٍّ بالذهب، وذلك بسبب النزاع حول حقوق عمال المناجم وتقاسم حصص ثروة الذهب في جنوب أفريقيا. ظهرت حمى الكشف عن الذهب أيضاً في أواخر القرن التاسع عشر في الولايات المتّحدة الأمريكية، ومن أشهرها حمّى ذهب كاليفورنيا وحمّى ذهب كلونديك. كان أوّل اكتشاف موثّق للذهب في الولايات المتّحدة في منجم Reed Gold Mine في ولاية كارولاينا الشمالية سنة 1803؛[24] أمّا أوّل اكتشاف لكمّيات كبيرة للذهب في الولايات المتحدة فكان في منطقة داهلونغا في ولاية جورجيا.[25]

عادةً ما تنتشر الشائعات بخصوص العثور على الكنوز الذهبية بعد حدوث المعارك أو الكوارث، كما هو الحال في قصة الذهب المخبّأ الذي غرق

مع سفينة التيتانيك؛ أو قوافل تهريب ذهب النازية أثناء وبعد الحرب العالمية الثانية.

الأصل والوفرة [عدل]

المنشأ الكوني [عدل]

هناك نظريات تعزو نشوء الذهب إلى عمليات التخليق النووي في المستعرات العظمى، ومن عمليات التصادم بين النجوم النيوترونية؛[26] وأنه كان موجوداً على هيئة غبار أثناء تشكل وتطور المجموعة الشمسية.[27] بما أنّ الأرض كانت منصهرة عند تشكّلها، فأغلب الذهب المتشكّل في الفترات الأولى من تاريخ الأرض ربّما يكون موجوداً في نواة الأرض؛ لذلك يعتقد أنّ أغلب الذهب الموجود في القشرة الأرضية وشاحها أتى إلى الأرض عن طريق اصطدام الكويكبات في فترات لاحقة أثناء مرحلة القصف الشديد المتأخّر حوالي 4 مليار سنة خلت.[28][29]

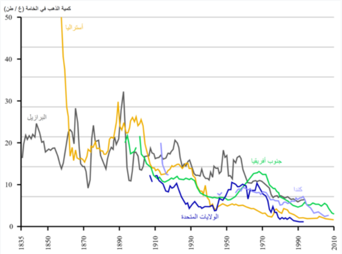
اعتُقد أولاً أنّ الذهب تشكّل من خلال عملية التقاط النيوترون السريعة في التخليق النووي في المستعرات العظمى،[30] إلّا أنّه اقترح مؤخراً إمكانية حدوث عملية تشكّل الذهب والعناصر الأخرى الأثقل من الحديد نتيجة تصادم النجوم النيوترونية.[31] في كلتا الحالتين، لم يكن بوسع أجهزة المطيافية الفضائية الكشف عن الذهب إلّا بطرق غير مباشرة؛[32] إلّا أنّه في صيف 2017 جرى التمكّن من التقاط إشارة العناصر الثقيلة، بما فيها الذهب، بواسطة مكاشيف الموجة الثقالية وغيرها من الوسائل الكهرومغناطيسية أثناء اندماج النجوم النيوترونية وصدور الموجة الثقالية GW170817.[33]

يعتقد أنّ الكويكب الذي باصطدامه بالأرض سبّب فوهة فريديفورت قبل حوالي 2 مليار سنة هو المسؤول عن إغناء حوض ويتووترسراند في جنوب أفريقيا بمكائث الذهب،[34][35][36][37] على الرغم من أنّ آراءً أخرى تقول أنّ الصخور الحاملة للذهب في ويتووترسراند موجودة في فترة تعود ما بين 700 إلى 950 مليون سنة قبل وقوع حادثة الاصطدام.[38][39] يعدّ موقع ويتووترسراند في جنوب أفريقيا من أكثر المناطق غنىً بتوضّعات الذهب على سطح الأرض، حيث أنّ حوالي خُمس كمّية الذهب المتداولة حالياً تعود أصولها إلى صخور ويتووترسراند؛[39] مع العلم أنّ اكتشاف الموقع في سنة 1886 أدّى إلى اندلاع موجة من حمّى الذهب آنذاك. هناك نظريات أخرى منفردة تعزو أصل تشكّل الذهب في طبقة وشاح الأرض، وتفترض أنّ التحوّلات الجيولوجية هي التي تدفعه إلى القشرة، وذلك بناءً على موجودات عثر عليها في نجد ديسيادو في منطقة باتاغونيا في الأرجنتين.[40]

الوفرة الطبيعية [عدل]

خامة ذهب على شكل متشجّر عُثر عليها في منجم "عش النسر" في ولاية كاليفورنيا الأمريكية

يبلغ متوسّط نسبة الذهب في القشرة الأرضية حوالي 0.004 جزء في المليون (ppm)،[41] أي حوالي 4 غرامات لكلّ ألف طنّ من الخامات الصخرية، وتتفاوت هذه القيمة من مكانٍ لآخر حسب المنطقة. يوجد هناك حوالي 2700 موقع جغرافي موثّق لخامات الذهب في العالم.[42]



مخطط بياني يظهر انخفاض متوسّط محتوى الذهب في الخامات المستخرجة.

يوجد الذهب على سطح الأرض في خاماته في الصخور المتشكّلة بدايةً من عصر ما قبل الكمبري؛[11] وذلك غالباً على هيئة فلزّ طبيعي عنصري أو محلول جامد مع عناصر أخرى مثل الفضّة. تحوي تلك السبائك الطبيعية على نسبة من الفضّة تتراوح بين 8–10%؛ أمّا سبيكة الذهب الحاوية على نسبة من الفضّة أعلى من 20% فتسمّى إلكتروم. يوجد الذهب الأصلي على هيئة حبيبات صغيرة جدّاً قد تصل إلى أبعاد مجهرية تكون مطمورة في الصخور، عادةً برفقة الكوارتز أو معادن الكبريتيدات مثل البيريت، الذي يعرف باسم "الذهب الزائف" أو "ذهب المغفّلين".[43] تسمّى توضّعات الذهب ضمن الصخور باسم العروق، وهي شكل من أشكال الذهب في الطبيعة، إذ يمكن أيضاً العثور أحياناً على الذهب بشكله الحرّ على هيئة قشور أو كتل صغيرة أو حتىّ قطع كبيرة من الذهب؛[11] وذلك كنتيجة لعملية تآكل وحتّ الصخور الحاوية على الذهب بحيث تصل في النهاية إلى توضّعات في الطمي تسمّى المكائث. في بعض الأحيان يوجد الذهب في الطبيعة برفقة فلزّات أخرى في معادنها، فيوجد متّحداً مع التيلوريوم في معادن التيلوريدات المختلفة مثل كالافريت وكرينيريت وناغياغيت وبيتزيت وسلفانيت؛ كما يمكن أن يوجد الذهب متّحداً مع فلزات البزموت (في معدن المالدونيت Au_2Bi) أو مع الإثمد (في معدن أوروستيبيت $AuSb_2$) أو مع النحاس (في معدن أوريكوبريد Cu_3Au)؛ بالإضافة إلى فلزّي الرصاص والزئبق. إجمالاً يوجد هنالك 33 معدن معروف يحوي الذهب في تركيبه.[44]

تحوي مياه المحيطات على كمّيات نزرة من حبيبات الذهب، يصل تركيزها في المحيطين الأطلسي والهادي إلى حوالي 50–150 فيمتومول/اللتر (حوالي 10-30 غ/كم^3)؛ أمّا المياه في عرض البحر المتوسط فتحوي حوالي 100-150 فيمتومول/اللتر من الذهب؛ بالتالي فإنّه نظرياً وبنسبة

10 أجزاء لكل كم^3 فإنّ مياه المحيطات تحوي كمّية تعادل حوالي 15 ألف طنّ من الذهب.[45] هذه الأرقام هي أقلّ بثلاث مراتب من الأرقام الموجودة في المنشورات العلمية قبل سنة 1988، ممّا يعكس وجود مشكلة في قياس التراكيز الضئيلة آنذاك، أو بسبب تلوّث العيّنات في البيانات القديمة. قام بعض الأشخاص في الماضي بمحاولات لاسترداد الذهب من مياه المحيطات، إلّا أنّ تلك المحاولات باءت بالفشل إمّا بسبب النصب والاحتيال، وخاصّة في أوائل القرن العشرين؛[46] أو بسبب خطأ في تقدير للحسابات كما حصل مع فريتز هابر الذي أجرى بحثاً لاستخراج الذهب من مياه البحر ضمن الجهود الرامية للتقليل من ديون ألمانيا بعد الحرب العالمية الأولى،[47] وذلك بناءً على بيانات زعمت آنذاك بوجود الذهب بتراكيز تتراوح بين 2 إلى 64 جزء في البليون في ماء البحر، والتي كانت مجدية نظرياً للقيام بالتجربة؛ ولكن بعد تحليل حوالي 4000 عيّنة من ماء البحر والحصول على تراكيز من الذهب متوسطها 0.004 جزء في البليون، تبيّن له بشكل واضح أنّ العملية غير مجدية وأوقف المشروع.[48]

الاستخراج والإنتاج [عدل]

مقالة مفصلة: قائمة الدول حسب إنتاج الذهب

استخراج الذهب في نيفادا ، الولايات المتحدة.

ازدياد إنتاج الذهب عالمياً بشكل مطرد مع الزمن

تقديرياً فإنّ حوالي 75% من الذهب المتداول حالياً قد استخرج منذ سنة 1910؛[49] ووفق بيانات مجلس الذهب العالمي فإنّ الكمّية الإجمالية للذهب المستخرجة في العالم تبلغ حوالي 190 ألف طن، ويمكن تمثيل تلك الكمّية بمكعّب طول ضلعه حوالي 21 متر تقريباً؛ أمّا الاحتياطي العالمي تحت سطح الأرض فيصل إلى 54 ألف طن.[50] إذا كان سعر الأوقية التروسية حوالي 1.5 دولار أمريكي فإنّ تلك الكمّية الإجمالية المستخرجة تعادل قيمتها حوالي 9 تريليون دولار أمريكي.

كان مجموع إنتاج كلّ من الصين وأستراليا والولايات المتّحدة وروسيا وكندا يمثّل حوالي 44% من الذهب المستخرج سنة 2015؛[51] ووفق بيانات سنة 2017 تتصدّر الصين قائمة الدول حسب إنتاج الذهب في العالم (455 طن) تليها أستراليا (270 طن)، ثم روسيا (250 طن).[7]

بلغ متوسّط تكلفة تعدين الذهب واستخراجه سنة 2007 حوالي 317 دولار أمريكي لكل أونصة ترويسية؛ ولكنّ القيمة الفعلية معتمدة على المكان وعلى نوع الخامة وعلى أسلوب التعدين.[52] يقدّر أنّ ربع كمّية الذهب المستخرجة في الوقت الحالي تتمّ بوسائل بدائية بسيطة أو على نطاق صغير؛[53] بالمقابل فإنّ الحصّة الأكبر تعود إلى شركات التعدين العالمية الكبيرة، مثل شركة باريك للذهب، والتي تعدّ أكبر شركة تعدين ذهب في العالم. ومن أشهر شركات تعدين الذهب العالمية أيضاً شركة أنغلوغولد أشانتي، والتي خطّطت سنة 2011 لحفر منجم ذهب إلى عمق يصل إلى 5000 متر تحت سطح الأرض؛[54] وكذلك شركة مناجم أغنيكو إيغل وفريبورت-ماكموران وكينروس للذهب ومؤسسة نيومونت للتعدين ويامانا للذهب.

التنقيب والتعدين [عدل]

مقالة مفصلة: تعدين الذهب

قطعة "Mojave Nugget" ذهب تزن 4.9 كغ (156 أونصة) عثر عليها سنة 1977 في جنوب كاليفورنيا.

منذ ثمانينات القرن التاسع عشر كانت جنوب أفريقيا المزوّد الأساسي للذهب في العالم، ويمكن القول أنّ حوالي 40% من الذهب المتداول حالياً يعود أصله إلى ذلك البلد الأفريقي،[55] وفي سنة 1970 وصل الإنتاج هناك إلى ذروته بحوالي 1480 طن، بما يعادل 79% من موارد الذهب العالمية. في سنة 2007 احتلّت الصين المركز الأول في إنتاج الذهب (276 طن)، وبذلك ولأوّل مرة منذ سنة 1905 لا تكون جنوب أفريقيا بمركز الصدارة في إنتاج الذهب؛[2] ووفق بيانات 2014 تراجعت إلى المركز السابع بعد الصين وأستراليا وروسيا والولايات المتحدة الأمريكية وكندا والبيرو.[7] من الدول الكبيرة في إنتاج الذهب أيضاً كل من المكسيك وأوزبكستان وإندونيسيا. توجد مكامن غنية أيضاً في أمريكا الجنوبية، ولذلك يهدف مشروع باسكوا لاما المثير للجدل إلى استكشاف تلك المكامن الغنية بالذهب الموجودة في جبال صحراء أتاكاما على الحدود بين تشيلي والأرجنتين. تتركّز مكامن الذهب في جنوب أفريقيا في حوض ويتووترسراند المائي على الأطراف الشمالية والشمالية الغربية، وهو عبارة عن طبقة ذات سماكة 5-7 كم من صخور تعود إلى الدهر السحيق توجد تحت سطح الأرض بشكل عميق في منطقة متوزّعة على عدّة ولايات في جنوب أفريقيا مثل فري ستيت وخاوتينغ وغيرها من الولايات المحيطة بالمكان.[56] تظهر تلك الصخور على سطح الأرض في المناطق المحيطة بجوهانسبورغ وكذلك حوالي فوهة فريديفورت.[38][56] من هذه الصخور المنكشفة ينحدر الحوض إلى الأسفل بشكل كبير، ممّا يتطلّب أن تتمّ عملية التعدين في أعماق تصل إلى حوالي 4 كم، ممّا يجعل المناجم في تلك المنطقة، مثل منجم تاوتونا، من أعمق مناطق التعدين في العالم.[57]

منجم ذهب نافاتشاب بالقرب من كاريبيب ، ناميبيا.

يظهر حوالي 25% من الذهب الذي عثر عليه في المكائث شكلاً يعود سبب ظهوره على السطح إلى عمليات التوزيع الحرمائي، في حين أن نسبة 75% المتبقية يوجد فيها الذهب على شكل قطع ذهبية، والتي تشير إلى حدوث توزيع نهري.[58] أظهرت بيانات توزيع النظائر أنّ النسبة العظمى لظهور الذهب على السطح هو نتيجة التوزيع النهري، إذ أنّ مدى تحريك التوزيع الحرمائي صغير المدى.[59] تصنّف مكائث الذهب الأوّلية إلى أنماط مختلفة حسب الطبيعة الجيولوجية للقشرة الأرضية لمكان توضّع الخامة. ينتمي منجم ويتووترسراند إلى نمط مكائث فترة الحقبة الأولية، كما يوجد نمط عروق الذهب، والتي توجد في الصخر الرسوبية والنارية، وكذلك نمط كارلين و IOCG (أكسيد الحديد-النحاس-الذهب) وكذلك نمط مكائث ذهب-نحاس السمّاقية؛ أمّا مكائث الذهب الثانوية فهي الموجودة في المجاري المائية والناتجة عن عملية تجوية المكائث الأوّلية.

الاستخراج والتنقية [عدل]

يمكن استخراج حوالي 30 غ من الذهب من خامة ذهب وزنها 860 كغ.

كلّما كانت توضّعات الذهب الموجودة في باطن الأرض كبيرة الحجم سهلت عملية استخراج الذهب؛ وعلى العموم يمكن القول أنّ التركيز النمطي لخامات الذهب في مناجم تعدين سطحي هو 1-5 جزء في المليون (ppm)، في حين أنّ مناجم التعدين الباطني تحوي خامات ذهب بتراكيز نمطية تتراوح حوالي 3 جزء في المليون (ppm). لكي يمكن رؤية الذهب بالعين المجرّدة ينبغي أن يكون تركيز الذهب بالخامة 30 جزء في المليون (ppm) على الأقل. من النادر العثور على قطع كبيرة للذهب أو حتّى مسحوق ناعم يرى بالعين المجرّدة؛ إذ أنّ الغالبية العظمى من الذهب توجد على شكل جسيمات صغيرة مبعثرة في الصخور. أمّا أكبر قطعة ذهب عثر عليها فكانت سنة 1869 في أستراليا، وكان وزنها 2284 أونصة (حوالي 71 كغ).[60]

طرق الاستخراج [عدل]

تستخدم أكثر من طريقة على أرض الواقع لاستخراج الذهب، وتعتمد على طبيعة الخامة الموجودة. يمكن أن يستخرج الذهب كخامة رئيسية في المنجم، أو أن يكون كناتج ثانوي في مناجم فلزّات أخرى.

الغربلة

أقدم الطرق للحصول على الذهب كانت قائمة على غربلة الطمي والرمل في مجاري الأنهار، حيث تفصل جسيمات الذهب الناعمة الدقيقة اعتماداً على ارتفاع كثافتها، إلّا أنّ مردود تلك الطريقة غاية في الضآلة، ويقتصر استخدامها على الهواة.

المعالجة بالسيانيد

يعود تاريخ هذه الطريقة إلى القرن التاسع عشر، وهي تستخدم عندما يكون تركيز الذهب مرتفعاً في الخامة. تخضع الخامة في البداية إلى عمليات معالجة ميكانيكية حيث تسحق ثم تعالج بالهواء الطلق بوجود كمّية كافية من الأكسجين مع محلول سيانيد الصوديوم ممّا يؤدّي إلى انحلال مسحوق الذهب الناعم وفق المعادلة الكيميائية:

$$2\,Au + H_2O + \tfrac{1}{2}O_2 + 4\,NaCN \longrightarrow 2\,Na[Au(CN)_2] + 2\,NaOH$$

تجرى بعد ذلك عملية ترشيح، وبالتالي يبقى المعدن النفيس على شكل منحلّ في الرشاحة؛ والتي تعالج بدورها بإضافة مسحوق من الزنك، ممّا يؤدي إلى ترسّب الذهب وتجمّعه على شكل وحل بنّي اللون.

$$2\,Na[Au(CN)_2] + Zn \longrightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2\,Au$$

تجرى إعادة تدوير لمحلول السيانيد، في حين تؤخذ ترسّبات الذهب الموحلة وتشطف ليكون الذهب بذلك جاهزاً لعمليات التنقية اللاحقة.

منشأة لاستخراج الذهب بأسلوب الملغمة تعود إلى القرن التاسع عشر، والتي أعيد ترميمها ومعروضة بالقرب من مدينة سالزبورغ النمساوية.

أسلوب الملغمة

في أسلوب الملغمة تخضع الخامة لمعالجة ميكانيكية بالأول للحصول على مسحوق ناعم، ثم تعالج مع كمّية كافية من الزئبق للحصول على ملغمة الذهب، بالإضافة إلى فلزّات أخرى متوفّرة في الخامة. تكون ملغمة الذهب لزجة وذات لون فضّي وذات نقطة انصهار أخفض من الفلزّين المكوّنين لها.[61] كما تتميّز أنّها ذات كثافة مرتفعة، ممّا يسهّل من عملية فصلها، ثم تخضع لاحقاً إلى معالجة حرارية، وبذلك يتبخر الزئبق مخلّفاً وراءه الذهب النقي. تترافق العملية بمخاطر حدوث تسمم بالزئبق؛ لذلك فهي غير واسعة الانتشار على صعيد صناعي.

أسلوب البوراكس

تعتمد هذه العملية على استخدام البوراكس (البورق) لاستخراج الذهب، وتتميّز عن سابقاتها

أنّها صديقة للبيئة بسبب خلوّها من المواد السامّة.[62][63] تؤدّي إضافة البوراكس إلى تخفيض نقطة انصهار ولزوجة المواد المرافقة للذهب في الخامة، والتي تكون على شكل أكاسيد أو سيليكات؛[64] وذلك عند المعالجة الحرارية للخامة، وذلك بأسلوب رخيص وآمن نسبياً؛[65][66] حيث يمكن استخدام أدوات بسيطة لذلك مثل الفحم الخشبي والكير.

لا يتأثّر الذهب بهذه المعالجة ويبقى على شكل منصهر أسفل القدر الذي تجرى به عملية الصهر؛ في حين أنّ الخبث يبقى على السطح. يمكن استخدام مواد أخرى مساعدة على الصهر غير البوراكس مثل فلوريد الكالسيوم أو كربونات الصوديوم أو نترات الصوديوم أو ثنائي أكسيد المنغنيز.[64]

التنقية [عدل]

بعد عمليات الاستخراج ينقّى الذهب إمّا بواسطة عملية فوهلفيل اعتماداً على عمليات التحليل الكهربائي؛ أو عن طريق عملية ميلر اعتماداً على كلورة المزيج المصهور. يعطي أسلوب تنقية الذهب بالتحليل الكهربائي ناتجاً ذا نقاوة أعلى، لكنّ طرق المعالجة معقّدة، لذلك يطبّق هذا الأسلوب على نطاق ضيّق.[67][68] من الطرق الأخرى المستخدمة في تنقية الكمّيات الصغيرة من الذهب إجراء عملية البوتقة الحرارية أو استخدام وسائل كيميائية بإذابة الذهب في الماء الملكي.[69]

صب مصهور الذهب في قوالب بعد التنقية

التلوّث [عدل]

يترافق إنتاج الذهب مع استخدام مواد كيميائية ملوّثة ذات تأثير سلبي خطير على البيئة؛[70][71] وخاصة سيانيد الصوديوم الذي يستخدم لإذابة الذهب في خاماته، وهي مادّة شديدة السمّية، ويمكن أن تقتل الكائنات الحيّة حتّى بتراكيز ضئيلة، بالتالي فعند حدوث كوارث في أماكن تعدين الذهب تكون هناك احتمالية كبيرة لحدوث كوارث بيئية تهدّد الغلاف والمحيط الحيوي،[72][73] وخاصّة غلاف الأرض المائي.[74] كمثال على ذلك كارثة تسرّب السيانيد في بايا ماري سنة 2000 في رومانيا.

من جهة أخرى تعالج كمّيات كبيرة من الخامات للحصول في النهاية على بضع أونصات من الذهب؛[75] ممّا يعني طرح كمّيات كبيرة من مخلّفات الردم، وهي مصدر للكثير من الفلزّات الثقيلة السامّة مثل الكادميوم والسيلينيوم والرصاص والزنك والزرنيخ والزئبق. عندما تتعرّض معادن الكبريتيدات إلى الهواء والرطوبة يتشكّل حمض الكبريتيك الذي يذيب تلك المعادن ممّا يتيح لتلك الفلزّات الموجودة في المعادن العبور إلى المياه السطحية والجوفية؛ في عمليّة تسمّى تصريف حمض المناجم. تقارب مخلّفات مناجم الذهب في خطورتها من المخلّفات النووية.[75] استخدم الزئبق في السابق لمعالجة الذهب من خاماته، إلّا أنّه ممنوع في عدد من الدول لاعتبارات بيئية ولسمّيته الشديدة، ولا يستخدم إلّا على نطاق ضيّق في بعض الدول.[76] بالإضافة إلى خطورة المواد الكيميائية المترافقة مع استخراج الذهب، هناك استهلاك كبير للطاقة، إذ يلزم حوالي 25 كيلوواط ساعي من الكهرباء لاستخراج غرام واحد من الذهب.[77]

إعادة التدوير [عدل]

يوجد آثار من الذهب في المخلّفات التي تطرحها المجتمعات البشرية، وذلك إمّا من مخلّفات صناعة الحليّ أو من كسوة الأسنان الذهبية، وذلك في محارق الجثث على سبيل المثال؛[78] أو بشكل أكبر من المخلّفات الإلكترونية.

في الحمأة الناتجة عن عمليات تكرير المياه في المدن الكبيرة توجد هناك آثار من الذهب بكمّيات ليست بالضئيلة جدّاً. فعلى سبيل المثال أظهرت عيّنات أخذت في ولاية أريزونا الأمريكية أنّ هناك نسبة 0.3 غرام من الذهب لكلّ طنّ من مخلّفات محطّات معالجة المياه؛[79] وفي سويسرا جرى التمكّن سنة 2017 من استرداد ما قيمته حوالي 2 مليون فرنك سويسري من الذهب.[80]

الاصطناع [عدل]

كان الحصول على الذهب من المعادن الرخيصة مثل الرصاص حلماً وغايةً راودت الكثيرين في الخيميائيين في القرون الوسطى، إلّا أنّ مبدأ تحويل العناصر فيما بينها لم يكن ممكناً إلّا بعد فهم مبادئ الفيزياء النووية أوائل القرن العشرين. ففي سنة 1924 تمكّن عالم الفيزياء الياباني هانتارو ناغاوكا من اصطناع الذهب لأول مرة وذلك بعملية تحوّل نووي اعتماداً على قذف الزئبق بالنيوترونات.[81] بعد ذلك نجح فريق أمريكي سنة 1941 من إعادة التجربة والحصول على نفس النتيجة الناجحة، مع إظهار أنّ جميع نظائر الذهب المتشكّلة ذات نشاط إشعاعي.[82]

تجدر الإشارة إلى أنّ نظير الزئبق ^{196}Hg والموجود بوفرة طبيعية تبلغ 0.15% هو الذي يمكن تحويله إلى ذهب من عملية التقاط النيوترونات البطيئة، تليها عملية التقاط إلكترون إلى نظير الذهب ^{197}Au؛ أمّا نظائر الزئبق الأخرى فتتحوّل فيما بينها عند القذف بالنيوترونات البطيئة، أو تتحوّل إلى عنصر الثاليوم عن طريق عملية اضمحلال بيتا. ترتفع نسبة تحوّل الزئبق إلى ذهب عند القذف بالنيوترونات السريعة، إذ أنّ النظير ^{198}Hg، والذي يشكّل حوالي 10% من الزئبق الطبيعي، يتحوّل حينها إلى النظير ^{197}Hg بعملية طرد نيوترون، ومن ثمّ يتفكّك إلى الذهب؛ إلّا أنّ هذا التفاعل النووي صعب التحقيق، لأنّ المقطع العرضي للتصادمات المنشطّة صغير، ولا يحصل إلّا في المفاعلات النووية غير المهدّأة.

النظائر [عدل]

للذهب نظير واحد مستقر وهو ^{197}Au، ولا توجد له نظائر مشعّة طبيعية، بالتالي يصنّف الذهب على أنّه عنصر أحادي النظير وعنصر أحادي النويدة في نفس الوقت. جرى اصطناع 36 نظيراً مشعّاً للذهب تتراوح كتلها الذرّية بين 169 و 205؛ أكثرها استقراراً هو النظير ^{195}Au بعمر نصف مقداره 186.1 يوم، أمّا أقلّها من حيث الاستقرار فهو النظير ^{171}Au والذي يتفكّك بعملية إصدار بروتون ويبلغ عمر النصف في حالته 30 ميكروثانية فقط.

تضمحّل نظائر الذهب المشعّة ذات الكتل الذرّية الأقلّ من 197 عن طريق عدّة آليّات تتضمّن إصدار بروتون واضمحلال ألفا واضمحلال بيتا β^+، ما عدا النظير ^{195}Au الذي يضمحّل بعملية التقاط إلكترون؛ والنظير ^{196}Au الذي يضمحّل بعملية التقاط إلكترون أيضاً ولكن بنسبة 93%، أمّا النسبة المتبقية (7%) فتكون عن طريق اضمحلال بيتا β^-.[83] بالمقابل، فإنّ جميع نظائر الذهب ذات الكتل الذرّية الأعلى من 197 فتتضمحّل على النمط β^-.[84]

جرى التعرّف على ما يقلّ عن 32 مصاوغ نووي للذهب تتراوح كتلها الذرّية بين 170 و 200؛ كان أكثرها استقراراً ^{198m2}Au وله عمر نصف يبلغ 2.27 يوم، أمّا أقلّها استقراراً فهو ^{177m2}Au بعمر نصف 7 نانوثانية فقط. لوحظ أنّ للمصاوغ ^{184m1}Au ثلاثة طرق للاضمحلال، وهي اضمحلال β^+ والتصاوغ النووي البيني واضمحلال ألفا، وهو بذلك الوحيد من بين نظائر الذهب المشعّة ومصاوغاته النووية الذي يضمحّل بثلاثة طرق.[84]

الخواص الفيزيائية [عدل]

بالتطريق يمكن تحويل قطعة ذهب (أسفل الصورة) قطرها 5 ميليمتر إلى ورقة ذهبية مساحتها نصف متر مربّع تقريباً.

يتميّز الذهب بأنّه مطواع للعمليات الميكانيكية؛ فالذهب الخالص له صلادة شبيهة بفلز الزنك، إذ تبلغ الصلادة وفق مقياس موس من 2.5 إلى 3 (ما يعادل قيمة 30–34 وفق اختبار فيكرز للصلادة).[85] كما يتميّز الذهب أيضاً بقابلية الطرق العالية، إذ يمكن تشكيل صفيحة مساحتها حوالي متر مربّع واحد من مجرّد غرام واحد من الذهب؛ حتّى أنّه يمكن تطريق صفيحة من الذهب إلى أن تصبح شبه شفّافة، وهذه الصفائح شبه الشفّافة من الذهب ذات قدرة مرتفعة على عكس الأشعّة تحت الحمراء، ممّا يجعلها مناسبة للاستخدام في صناعة واقيات الوجه في البدلات المقاومة للحرارة وكذلك الأمر في صناعة خوذ بدلات الفضاء.[86] كما تستخدم تلك الصفائح في التجارب العلمية كما فعل إرنست رذرفورد باستخدامه صفيحة من الذهب في تجربته ممّا أدّى إلى اكتشافه ظاهرة التبعثر، الأمر الذي أسهم بالنهاية في فهم بنية الذرّة.

للذهب ناقلية حرارية وكهربائية مرتفعة؛ كما يشكّل السبائك مع الفلزّات بسهولة. يتبلور الذهب وفق النظام البلوري المكعّب مركزي الوجوه بتعبئة متراصّة في الزمرة الفراغية $Fm\bar{3}m$؛ في حين أنّ ثابت الشبكة البلّورية تبلغ قيمته 0.4078 نانومتر مع وجود 4 وحدات صيغة في وحدة الخليّة.[87]

تبلغ كثافة الذهب 19.3 غ/سم^3، وهي قريبة جدّاً من كثافة التنغستن (19.25 غ/سم^3)؛ وذلك يفسّر استخدام التنغستن في تزييف سبائك الذهب، وذلك بطلي سبائك التنغستن بالذهب مثلاً؛[88][89][90][91] أو بثقب سبائك الذهب وملئها بقضبانٍ من التنغستن.[92] الذهب من أكثر الفلزّات كثافة، وللمقارنة تبلغ كثافة الرصاص (11.34 غ/سم^3) أمّا أكثر العناصر الكيميائية كثافة فهو الأوزميوم (22.59 غ/سم^3).[93]

في حين أنّ معظم الفلزّات ذات لون رمادي أو فضي إلّا أنّ الذهب في الحالة الصلبة متميّز بلونه الأصفر المائل إلى الحمرة؛[94] وهو أيضاً لون خدشه. وهذا اللون مميّز لذلك يخصّص لون ضمن الطيف المرئي باسم اللون الذهبي. يعود هذا اللون فيزيائياً إلى قيمة تردّد التذبذب البلازمي في إلكترونات التكافؤ عند الذهب، والتي تقع عند أغلب الفلزّات ضمن نطاق الأشعّة فوق البنفسجية في الطيف الكهرومغناطيسي، لكنّ تلك القيمة تقع عند الذهب ضمن الطيف المرئي وذلك بسبب التأثير الكمومي الحاصل على المدارات الذرّية في ذرّات الذهب.[95][96] أمّا في الحالة المنصهرة فللذهب لون أصفر فاقع، ولا يستردّ لونه الذهبي الخاصّ به إلّا عندما يتصلّب. يعطي الذهب في معلّقاته الغروانية ألواناً مختلفة حسب كبر حجم الجسيمات، فعندما تكون صغيرةً يكون اللون أحمر، أمّا الجسيمات الكبيرة فتعطي لوناً أزرق.[97]

السبائك [عدل]

يستطيع الذهب تشكيل سبائك مع العديد من الفلزّات، ولكنّه غالباً ما يسبك مع الفضة والنحاس لأغراض صناعة الحليّ والمصاغ، كما يمكن استخدام البلاتين أو البالاديوم؛ وعلى العموم تؤثّر نسبة الفلزّات المسبوكة مع الذهب على خواصّه من حيث اللون والصفات الفيزيائية الأخرى مثل الصلادة والقساوة، فعلى سبيل المثال يؤدّي السبك مع الرصاص أو البزموت إلى جعل السبيكة صلبة صعبة التشكيل.

قيراط	نسبة ألفية	اسم تجاري	عدد الذرّات %
24	999	ذهب خالص 999	100
22	$916\,^{2}/_{3}$	ذهب 916	83
20	$833\,^{1}/_{3}$	ذهب 833	68
18	750	ذهب 750	50
14	$583\,^{1}/_{3}$	ذهب 585	38
10	$416\,^{2}/_{3}$	ذهب 417	23
9	375	ذهب 375	20
8	$333\,^{1}/_{3}$	ذهب 333	18

تستخدم وحدة القيراط تاريخياً للتعبير عن درجة نقاوة سبيكة الذهب بمقياس من 24 وحدة، إذ يعادل الذهب الخالص النقيّ (99.99%) 24 قيراط؛ في حين أنّ الذهب عيار 21 يحوي نسبة وزنية تعادل 87.5%.[7] مع انتشار استخدام النظام المتري أصبح من الشائع أيضاً التعبير بالنظام الألفي، أي أنّ سبيكة من الذهب عيار 750 بالألف (750‰) تعادل سبيكة 18 قيراط، وسبيكة 585 ‰ تعادل 14 قيراط، وهكذا دواليك. في صياغة الحليّ تستخدم عرفاً السبائك من عيار 18 قيراط (0.750) وما فوق؛ وانتشار العيار متعلّق بالمنطقة الجغرافية، ففي المنطقة العربية يشيع استخدام عيار 21 قيراط، في حين أنّه في الأمريكيّتين يشيع استخدام عيار 14 قيراط، أمّا ثقافات شرق وجنوب شرق آسيا فيشيع استخدام عيارات مرتفعة قريبة من الذهب الخالص في صياغة الحليّ. بالمقابل فإنّ العيارات المنخفضة للذهب (الأقل من 14 قيراط) في سبائكه تكون عرضة للتآكل ويفقد فيها الذهب خواصّه المميّزة. فعلى سبيل المثال في سبيكة ذهب 8 قيراط (333‰) يكون هناك ذرّتين من الذهب مقابل 9 ذرّات من الفلزّات المضافة للسبيكة، بالتالي لا تبدو عليها الخواص النفيسة؛ ولذلك فإنّ الكثير من البلدان لا تعتبر سبائك 8 قيراط سبيكة للذهب.

يلجأ البعض إلى محاولة تزييف سبائك الذهب، وذلك باستخدام فلزّات وضيعة وطليها بطبقة من الذهب،[98] وغالباً ما تكون من سبيكة الصفر، والتي يضاف إليها الرصاص أحياناً لمحاكاة الخواص الميكانيكية لسبائك الذهب. يمكن الكشف عن التلاعب في صياغة سبائك الذهب باستخدام الكشف عن القيمة الدقيقة للكثافة، أو بأخذ عيّنة ومفاعلتها مع الأحماض (غالباً حمض النتريك)، أو باستخدام تقنية فلورية الأشعّة السينية.

الألوان المختلفة التي يمكن أن تشكلّها السبائك من الذهب والفضّة والنحاس.

يمكن الحصول على ألوان مختلفة لسبائك الذهب مع العناصر الأخرى. الذهب الأبيض يحصل عليه من سبك الذهب مع أحد الفلزّات البيضاء مثل النيكل أو البالاديوم أو البلاتين؛ أمّا اللون الوردي فيحصل عليه من السبك مع النحاس، وكلّما ارتفعت نسبة النحاس في السبيكة كلّما اقترب اللون من لون البرونز، ويعرف حينها باسم الذهب الأحمر، وتلك السبائك تستخدم عادةً في صنع شارات التعريف. أمّا سبيكة الذهب مع الفضّة بغياب النحاس فيمكن أن تكون ذات لون أصفر شاحب قريب إلى الأخضر، وذلك عند نسبة مثلى من الذهب توافق 646 ‰، لذلك تسمى أيضاً الذهب الأخضر. يمكن الحصول على اللون الأزرق من السبك مع الحديد؛ أمّا اللون الأرجواني فيحصل عليه من السبك مع الألومنيوم؛ وعلى العموم يمكن الحصول على ألوان غير اعتيادية لسبائك الذهب من إضافة عناصر أخرى مثل المنغنيز أو الإنديوم وغيرها.

الخواص الكيميائية [عدل]

محلول مائي لمركب كلوريد الذهب الثلاثي.

على الرغم من أنّ الذهب هو أنبل الفلزّات النبيلة،[99][100] وذلك من حيث الخمول الكيميائي ومقاومة التآكل، إلّا أنّه من الممكن الحصول على عددٍ من المركّبات الكيميائية المختلفة له.

لا تؤثّر أغلب الأحماض المعروفة على الذهب، ولذلك فهو ينتمي إلى المعادن النفيسة، فهو لا يتفاعل مع حمض الهيدروفلوريك أو حمض الهيدروكلوريك أو حمض الهيدروبروميك أو حمض الهيدرويوديك أو حمض الكبريتيك أو حمض النتريك. بالمقابل ينحلّ الذهب في الماء الملكي، وهو مزيجٌ من حمضي النتريك والهيدروكلوريك بنسبة 3:1 على الترتيب، حيث يلعب حمض النتريك دور المؤكسد ويشكّل أيونات الذهب الثلاثي، ولكن بكمّيات ضئيلة جدّاً بحيث لا تكاد تكشف في حالة الحمض النقي، أمّا بوجود حمض الهيدروكلوريك تتفاعل تلك الأيونات لتشكّل أيونات $AuCl_4^-$ أو حمض كلورو الذهبيك، ممّا يتيح استمرار التفاعل.

$$2\,Au + 9\,HCl + 5\,HNO_3 \longrightarrow 2\,HAuCl_4 + 4\,NO_2 + 6\,H_2O + NOCl$$

يستطيع حمض السيلينيك الساخن والمركّز أن يتفاعل مع الذهب أيضاً ليتشكّل محلول أصفر محمرّ من سيلينات الذهب.[101][102]

$$2\,Au + 6\,H_2SeO_4 \rightarrow Au_2(SeO_4)_3 + 3\,H_2SeO_3 + 3\,H_2O$$

لا يتأثّر الذهب أيضاً بالقواعد الكيميائية، فهو لا يتفاعل مع القلويّات مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم سواءً على شكل محاليل مركّزة أو بالشكل المصهور؛ لكنّه بالمقابل يتفاعل مع سيانيد الصوديوم وسيانيد البوتاسيوم تحت شروط قلويّة وبوجود الأكسجين لتتشكّل معقّدات منحلّة من الذهب.[103] لا يتفاعل الذهب مع الأكسجين (لا يتأكسد) مهما كانت درجة الحرارة؛ وهو يقاوم تأثير الأوزون إلى درجة حرارة تصل

إلى 100 °س.[104] لا يتفاعل الذهب مع الكبريت بشكل مباشر،[103] ولكن يمكن الحصول على كبريتيد الذهب الثلاثي Au_2S_3 من تمرير كبريتيد الهيدروجين على محلول ممدّد من كلوريد الذهب الثلاثي أو حمض كلورو الذهبيك. تستطيع بعض الهالوجينات الحرّة أن تتفاعل مع الذهب؛[105] إذ يتفاعل الفلور بشكل عنيف مع الذهب ولكن عند درجات حرارة مرتفعة نسبياً،[106] ليعطي فلوريد الذهب الثلاثي AuF_3؛ كما يتفاعل مسحوق الذهب مع الكلور عند 180° س ليعطي كلوريد الذهب الثلاثي $AuCl_3$.[107][108] أمّا البروم فيتفاعل الذهب معه عند الدرجة 140° س ليعطي بروميد الذهب الثلاثي $AuBr_3$، في حين أنّ الذهب يتفاعل ببطء مع اليود ليشكّل يوديد الذهب الأحادي AuI.

المركّبات الكيميائية [عدل]

يتفاوت عدد الأكسدة للذهب في مركّباته من −1 إلى +5، إلّا أنّ حالتي الأكسدة +1 (الذهب الأحادي) و +3 (الذهب الثلاثي) هما المسيطرتان على كيمياء الذهب. يكون الذهب الأحادي، والذي يعرف أحياناً باسم ذهبوز aurous، الأكثر انتشاراً بين حالات الأكسدة في المعقّدات الكيميائية ذات الربيطات "الطرية" مثل الثيوإيثرات والثيولات والفوسفينات الثالثية. عادةً ما تكون لمركّبات الذهب الأحادي ومعقّداته بنية جزيئية خطّية، ومن أمثلتها معقّد أنيون ثنائي سيانيد الذهب $Au(CN)_2^-$ والذي يستخدم في تعدين الذهب، بالإضافة إلى هاليدات الذهب مثل كلوريد الذهب الأحادي AuCl أو كبريتيد الذهب الأحادي Au_2S. تجدر الإشارة إلى أنّ معظم العقاقير الحاوية على الذهب في تركيبتها هي من مشتقّات الذهب الأحادي.[109] تعدّ حالة الأكسدة الثلاثية (ذهبيك auric) الأكثر شيوعاً للذهب في مركّباته، ومنها كلوريد الذهب الثلاثي Au_2Cl_6، وهي ذات بنية جزيئية مستوية مربّعة، وتأخذ الرابطة الكيميائية فيها سمات الرابطة التساهمية والأيونية في نفس الوقت. لا يحصل على أكسيد الذهب الثلاثي Au_2O_3 من أكسدة الذهب، ولكن من المحاليل المائية لهيدرات كلوريد الذهب الثلاثي؛ حيث يستحصل في الأول على هيدروكسيد الذهب الثلاثي $Au(OH)_3$، والذي يعطي الأكسيد بالتجفيف عند درجات حرارة أعلى من 160°س.

يمتزج الذهب بشكل سريع وسهل مع الزئبق عند درجة حرارة الغرفة ليشكّل ملغمة، كما يتفاعل الذهب عند درجات حرارة مرتفعة مع الفلزّات القلوية ذات الأعداد الذرّية الكبيرة مثل البوتاسيوم والروبيديوم أو السيزيوم ليشكل ملح الذهبيد auride الموافق،[110] والذي تحمل فيه ذرّة الذهب الشحنة السالبة ليتشكّل الأنيون Au^- مثلما هو الحال في مركب ذهبيد السيزيوم، ويكون الذهب في هذه الحالة في حالة الأكسدة النادرة -1.[111] تعود ثباتية أنيون الذهبيد (الأوريد) إلى الكهرسلبية المرتفعة نسبياً (2.54) لفلزّ الذهب، وهي أعلى قيمة مقارنةً مع الفلزّات الأخرى. من حالات الأكسدة النادرة الأخرى للذهب +2 و +5. عادةً ما تكون مركّبات الذهب الثنائي ذات مغناطيسية معاكسة وتكون الرابطة مباشرة بين ذرّتي الذهب على شكل Au–Au، كما هو الحال في معقّد $[Au(CH_2)_2P(C_6H_5)_2]_2Cl_2$. يؤدّي تبخير محلول $Au(OH)_3$ في حمض الكبريتيك المركّز إلى الحصول على بلّورات حمراء من كبريتات الذهب الثنائي $Au_2(SO_4)_2$، والتي كان يظنّ في البداية أنّه مركّب للذهب بحالتي أكسدة مختلفتين، ولكنّ الدراسات بيّنت وجود الذهب في حالة الأكسدة +2 على هيئة كاتيون Au_2^{+4}، وذلك بشكل مماثل لأيون الزئبق المعروف Hg_2^{+2}.[1][112] يوجد الذهب في حالة الأكسدة الثنائية في كاتيون رباعي زينون الذهب وذلك في المعقّد $[AuXe_4](Sb_2F_{11})_2$.[113] يمثّل مركّب فلوريد الذهب الخماسي (أو خماسي فلوريد الذهب) بالإضافة إلى الأنيون المشتقّ منه AuF_6^-، الأمثلة الفريدة على الذهب في حالة الأكسدة +5، وهي أعلى حالة أكسدة موثّقة.[114]

تبدي بعض مركّبات الذهب ظاهرة تسمى "الترابط المحبّ للذهب"، حيث تميل فيها أيونات الذهب إلى التآثر مع بعضها البعض لتصبح قريبة من طول الرابطة Au–Au وبشكل أقصر من قوى فان دير فالس. تقدّر قوّة هذا التآثر أنّها قريبة من قوّة الروابط الهيدروجينية. هناك العديد من مركّبات الذهب التجميعية محدّدة البنية،[110] ويكون للذهب في تلك الحالة عدد أكسدة كسري، ومن أمثلتها المركّب التجميعي مع ثلاثي فينيل الفوسفين $\{Au(P(C_6H_5)_3)\}_6^{+2}$.

الدور الحيوي [عدل]

لا يعدّ الذهب الخالص سامّاً أو مهيّجاً عند ابتلاعه،[115] لذلك يستخدم أحياناً ضمن الإضافات الغذائية على هيئة رقائق للزينة على الأطباق،[116] أو في بعض المشروبات.

بالمقابل، فإنّ أملاح الذهب المنحلّة سامّة، وتؤذي بشكل خاصّ الكبد والكليتين. من جهة أخرى تعدّ أملاح سيانيدات الذهب المستخدمة في إنتاج الذهب وفي عمليات الطلي الكهربائي أكثر خطورة، إذ أنّ السمّية آتية من الطرفين، ومن أمثلتها مركّب ثنائي سيانوذهبات البوتاسيوم $K[Au(CN)]_2$.[117][118] يمكن التخفيف من آثار سمّية الذهب بأسلوب العلاج بالاستخلاب مثل عقار ديمركابرول.

يمكن أن يسبّب الذهب أو سبائكه حساسية لدى البعض، وخاصّة النساء.[119] إلّا أنّ هذا الموضوع لم يغطّى بعد بالأبحاث بشكلٍ كامل، ويمكن أن يكون سبب الحساسية العناصر الأخرى في السبيكة، كما هو الحال مع وجود عنصر الزنك في سبيكة تلبيس الأسنان الذهبية.[120]

الدور الاقتصادي [عدل]

أول دينار إسلامي ذهبي يعود إلى عهد عبد الملك بن مروان.

استخدم الذهب منذ القدم في التعاملات المالية؛[121] وذلك لشراء البضائع اعتماداً على مبدأ نظام المقايضة أو لاكتناز الثروات كما هو الحال في الدفائن مثلاً. كانت دور سك العملة هي المسؤولة عن إصدار قطع النقد والسبائك الذهبية ذات وزن وعيار محدد. تشير بعض المراجع أنّ أوّل قطعة نقدٍ ذهبية سكّت في ليديا في آسيا الصغرى حوالي 600 سنة قبل الميلاد.[20] كان المسلمون يتداولون نقوداً يسكّها الروم البيزنطيون في صدر الدولة الإسلامية، أمّا أوّل دينار إسلامي ذهبي سُكّ في دولة الخلافة فكان بأمرٍ من عبد الملك بن مروان في عصر الدولة الاموية،[8] واستمرّ يُسك من قبل كلّ خليفة حتى انتهى مع سقوط الخلافة العثمانية. كان سكّ الفضّة على شكل نقودٍ مفضّلاً في أوروبّا في القرون الأولى للميلاد، ثم أعيد استخدام الذهب في سكّ النقود في فترة القرنين الثالث عشر والرابع عشر للميلاد.[122] اعتمد تداول النقد في الدول الصناعية في أوروبا في القرن التاسع عشر على الغطاء الذهبي، وفي أوائل القرن العشرين وقبل الحرب العالمية الأولى انتقلت الأمم المتحاربة إلى غطاء "كسري أو جزئي" للذهب، ممّا أدّى إلى تضخّم العملات وذلك من أجل تمويل المجهودات الحربية. في فترة ما بين الحربين العالميتين قامت الدول المنتصرة بمحاولة استرداد قيمة الذهب، إلّا أنّها لم تفلح في ذلك، إذ سرعان ما تكرّر الأمر للتحضير للحرب العالمية الثانية، وبعدها بدأ الاعتماد على نظام مالي للعملات قابل للتحويل اعتماداً على سعر صرف وفقاً لنظام بريتون وودز. إلّا أنّه في سنة 1971 استغنت الحكومات العالمية عن نظامي الغطاء الذهبي وقابلية تحويل العملات إلى ذهب، إبّان رفض الولايات المتحدة ربط الدولار الأمريكي بالذهب،[9] وبذلك نشأ مبدأ النقد الإلزامي وترسّخ في الاقتصادات العالمية. كانت سويسرا آخر دولة عملتها مربوطة بالذهب؛ وقامت بدعم 40٪ من قيمة الفرنك السويسري، إلى أنّ انضمّت سويسرا إلى صندوق النقد الدولي في سنة 1999.[123] لا تزال بعض البنوك المركزية مستمرّة في الاحتفاظ بجزء من الاحتياطات المسيّلة على شكل ذهب بإحدى أشكاله؛ ففي الولايات المتحدة يخزّن احتياطي الذهب بشكل رئيسي في البنك الاحتياطي الفدرالي في نيويورك،[124] وكذلك في مبنى خزانة سبائك الإيداع الأمريكية في فورت نوكس.

يقاس وزن الذهب كما هو الحال مع باقي الفلزّات النفيسة بالأونصة (أونصة تروي) أو بالغرام، أمّا درجة نقاوة الذهب في السبائك فتقاس بالقيراط، بحيث أنّ الذهب الخالص له عيار 24 قيراط.[125] كانت النقود الذهبية البريطانية المتداولة منذ سنة 1526 إلى ثلاثينيات القرن العشرين من عيار 22 قيراط، وكانت تسمّى "الذهب التاجي"،[126] أمّا في الولايات المتّحدة فكانت النقود الذهبية منذ سنة 1837 من عيار 21.6 قيراط لجعل النقود أكثر صلابة.[127]

على الرغم من أسعار بعض الفلزّات في مجموعة البلاتين قد تكون أغلى ثمناً، إلّا أنّ الذهب يعتبر مرغوباً أكثر من باقي الفلزّات النفيسة. يحتفظ بالذهب على هيئة نقود أو سبائك كمدّخرات ذات قيمة في أوقات التضخّم الاقتصادي أو أيّة اضطرابات اقتصادية أخرى. تسكّ بعض الدول لعملاتها قطعاً نقدية من السبائك النفيسة، من بينها النقود الذهبية، وهي إمّا أن تكون من عيار 22 قيراط كما هو الحال في الإيغل الأمريكي الذهبي أو السوفرن البريطاني وكذلك كروغراند الجنوب أفريقي؛[128] أو أن تكون من الذهب الخالص (24 قيراط) كما هو الحال مع عملة مابل ليف الكندية الذهبية، وهي ذات درجة نقاوة (99.99%) في الإصدار العام، وهناك إصدار خاصّ تصل النقاوة فيه إلى 99.999 %، وهو الأعلى بين السبائك النقدية المتداولة. من السبائك النقدية المصنوعة من الذهب الخالص أيضاً كل من نقود البوفالو الأمريكي والباندا الصيني الذهبي، بالإضافة إلى الناغيت الذهبي الأسترالي.

الأسعار [عدل]

مقالة مفصلة: الاستثمار في الذهب

يتفاوت سعر الذهب مثله مثل أيّ سلعة حسب العرض والطلب، ويتمّ تحديد سعره من خلال التجارة به في الأسواق الاشتقاقية، كما يضبط التفاوت في سعر الذهب بعملية تسمّى تثبيت سعر الذهب، والتي طبّقت أوّل مرّة في لندن سنة 1919، وهي تزوّد الأسواق بسعر ثابت للذهب؛ ولكي تتوافق العملية مع الأسواق الأمريكية بسبب فرق التوقيت جرى طرح تثبيت مسائي منذ سنة 1968.[129] في سنة 2005 قدّر مجلس الذهب العالمي العرض العالمي للذهب بحوالي 3,859 طن، أمّا الطلب العالمي له فكان 3,754 مع وجود فائض بحوالي 105 أطنان.[130] أعطي الذهب الرمز XAU وفق معيار أيزو 4217 العالمي.[131]

بدايةً من سبعينات القرن العشرين ظهرت نزعة الازدياد في سعر الذهب،[132] حيث بلغ أعلى قيمة له في القرن العشرين سنة 1980، إذ كانت سعر أونصة تروي 850 دولار أمريكي (27.33 $/غ)؛ لكنه انخفض مع الاقتراب من نهاية القرن حتى وصل سعر أونصة تروي إلى 252.90 دولار أمريكي (8.13 $/غ) في يونيو 1999.[133] بعد ذلك ازداد سعر الذهب بشكل متسارع من سنة 2001 إلى أن بلغ أعلى قيمة قياسية له سنة 2008، إذ تعدّى حاجز الـ850 في شهر يناير من تلك السنة وبلغ سعره 865.35 دولار أمريكي للأونصة الواحدة،[134] ثمّ وصل إلى القيمة القياسية الجديدة له في شهر مارس 2008 وهي 1023.50 دولار أمريكي للأونصة الواحدة (32.91 $/غ).[134] في أواخر سنة 2009 شهدت أسواق الذهب ارتفاعاً جديداً إلى أن وصل سعر الذهب قيمة قياسية جديدة في ديسمبر 2009 وهي 1,217.23 دولار أمريكي للأونصة؛[135] ثمّ ما لبث أن ارتفع السعر مجدّداً في مايو 2010 كنتيجة لتبعات أزمة الديون الأوروبية التي جعلت المستثمرين يلجأون للذهب كملاذ آمن.[136] واصل سعر الذهب بعد ذلك في الارتفاع خاصّة في سنة 2011 بعد أحداث الربيع العربي في منطقة الشرق الأوسط وشمال أفريقيا، حيث بلغ سعراً قياسياً جديداً وهو 1432.57 دولار أمريكي للأونصة في شهر مارس؛[137] ثمّ قفز سعره بشكل كبير في تلك السنة إلى

أن وصل إلى 1,913.50 دولار أمريكي للأونصة في شهر أغسطس 2011، وهي أعلى قيمة قياسية يصل إليها الذهب،[138] انخفض سعر الذهب بعد ذلك في السنوات اللاحقة (2012 - 2018) ليعود إلى قيمة تتأرجح بين 1200 - 1300 دولار أمريكي للأونصة.[139]

الاستهلاك [عدل]

ينقسم استهلاك الذهب المنتج في العالم بين المصاغ الذهبية بنسبة 50%، والاستثمارات المالية بنسبة 40%؛ في حين أنّ 10% المتبقيّة يدخل فيها الذهب في مجال الصناعة.[8][140] كانت الهند لفترة قبل 2003 أكبر بلد في العالم من حيث استهلاك الذهب، إلى أن تجاوزتها الصين بزيادة بلغت 32% في تلك السنة؛ مع العلم أنّ منافذ الاستهلاك في الهند هي بشكل رئيسي للمصاغ الذهبي، في حين أنّ منافذ الاستهلاك في الصين هي للاستثمارات والصناعة.[141]

كانت الهند في أواخر العقد الأول من القرن الحادي والعشرين (2009 و2010) تتصدّر قائمة الدول من حيث استهلاك الذهب على شكل مصاغ ذهبي، تليها الصين ثم الولايات المتّحدة ثم تركيا ثم السعودية.[142]

الاستخدامات [عدل]

بشكلٍ تقريبي فإنّ جلّ الاستخدامات الرئيسية للذهب هي في صناعة الحليّ والاستثمارات المالية، ومجموعهما حوالي 90% من استهلاك الذهب؛ في حين أنّ 10% المتبقية يدخل فيها الذهب في المجالات المختلفة مثل الصناعات الإلكترونية والتطبيقات الطبية.[8]

الحلي والزينة [عدل]

قلادة ذهبية تعود إلى زمن حضارة موتشي معروضة في متحف لاركو.

بسبب طراوة الذهب الخالص (24 قيراط) فإنّه غالباً ما يسبك مع فلزّات أخرى للاستخدام في صناعة الحليّ، ممّا يغيّر من الخواص بشكلٍ عام مثل ميّزات القساوة والقدرة على السحب ونقطة الانصهار واللون وغيرها. غالباً ما يسبك الذهب مع النحاس أو الفضّة أو البالاديوم وذلك بنسبٍ مختلفة من درجة النقاوة، نمطياً إمّا 22 أو 18 أو 14 أو 10 قيراط. لا يستخدم النيكل إلّا نادراً في صنع السبائك بسبب السمّية، ويستخدم البالاديوم بدلاً من ذلك في صنع سبائك الذهب الأبيض، إلّا أنّه أغلى سعراً.[143] تتميّز سبائك الذهب الأبيض مرتفعة العيار بأنّها مقاومة للتآكل بشكلٍ أكبر من الفضّة الخالصة أو الفضّة الإسترلينية.

يعمل صائغو الذهب على تشكيل الذهب وسبائكه مع الأحجار الكريمة على هيئة مصاغٍ ذهبي من الخواتم والأساور والأطواق والأقراط وغيرها، بالإضافة إلى استخدامه في صناعة الأوسمة، كما هو الحال مثلاً في وسام كوتوزوف. يمكن أن يصاغ الذهب أيضاً على شكل خيوط، والتي تستخدم عادةً في التطريز بالذهب؛ أو على شكل صفائح لتزيين إطارات الصور أو تذهيب الكتب أو المفروشات وغير ذلك من النواحي التزيينية والتجميلية. كانت عملية التذهيب تتمّ في السابق بتحضير ملغمة الذهب، إلّا أنّ تلك العملية تتمّ في الوقت الراهن وفق عمليّات الطلي الكهربائي، وتسمّى بشكل خاص الطلي بالذهب.

يستخدم عادةً أسلوب اللحام بالمونة (أو التنحيس) من أجل صياغة الذهب ووصل القطع عند درجات حرارة مرتفعة؛ ولكنْ إن تطلّب الأمر صنع مشغولات ذهبية ذات دمغة للعيار فينبغي مراعاة الكمّية المستخدمة في السبيكة، وكذلك نوعية المادّة المستخدمة من أجل مطابقة اللون. يصنّف لحام الذهب إلى ثلاثة مجالات من نقطة الانصهار، والتي يشار إليها سهل ومتوسّط وصعب؛ وعادةً ما يجرى المجال الصعب مرتفع نقطة الانصهار أولاً ثم يتبع باللحام عند النقاط الأخفض من نقطة الانصهار، ممّا يتيح لصائغي الذهب تجميع المكوّنات المعقّدة بواسطة وصلات لحام متعدّدة ومنفصلة.

الصناعات الإلكترونية [عدل]

يمتاز الذهب بموصليته الجيدة ومقاومته للأكسدة وللتآكل،[144] وكذلك لمقاومته للكيماويات في أغلب الظروف المحيطة، ما عدا الكلور الحر. ولذلك فمن أهمّ تطبيقات الذهب في الصناعة استخدامه في إنتاج الوصلات الكهربائية غير القابلة للتآكل في الحواسيب والأجهزة الإلكترونية الأخرى. غالباً ما تستخدم الوصلات المطلية بالذهب في إنتاج الأجهزة الكهربائية مرتفعة الثمن المستخدمة في التطبيقات الخاصّة مثل الطائرات والمركبات الفضائية.[145] كما تستخدم أسلاك الذهب الرفيعة لوصل الأجهزة شبه الموصلة (النبائط) في عمليّة تسمّى ربط الأسلاك في الدارات المتكاملة.

تعود الموصلية الكهربائية الجيّدة جدّاً للذهب إلى ارتفاع نسبة وجود الإلكترونات في الحيّز الحجمي، وهي تبلغ 5.91×10^{22} سم$^{-3}$؛[146] ولا يفوقه في ارتفاع الموصلية الكهربائية من الفلزّات سوى الفضّة والنحاس، إلّا أنّه يتميّز عنهما بمقاومة التآكل، لكنّ ارتفاع ثمنه يحول دون استخدامه في أسلاك التمديد الكهربائي العادية، ولا يستخدم لذلك الغرض إلا في حالة التطبيقات الخاصّة.

يقدّر أنّ التقنيات الإلكترونية في اليابان تحوي حوالي 16% من الذهب و 22% من الفضة

نسبةً للكمّية العالمية في الصناعات الإلكترونية.[147] وفي مثال آخر، يحوي كلّ جهاز هاتف محمول حوالي 50 ميليغرام من الذهب، والتي قيمتها حوالي 50 سنت؛ ولكن باعتبار أن حوالي 1 مليار جهاز محمول ينتج سنوياً في أرجاء العالم، فإنّ هذه الصناعة وحدها تستهلك ما قيمته 500 مليون دولار أمريكي من الذهب.[148]

نقاط تماس مذهّبة في لوحة دارات مطبوعة.

الطبّ [عدل]

إن استخدام الذهب ومركّباته لأغراض طبّية كان معروفاً منذ الزمن القديم،[149][150] حيث وصف ديسقوريدوس استخدامه الطبّي في كتبه.[151][152] أمّا في القرون الوسطى فكان ينظر للذهب أنه مفيد للصحّة، حتّى أنّ التعاليم الباطنية الحديثة أعطت الذهب قوّة شفائية. في القرن التاسع عشر كان الذهب يستخدم لمحاولة معالجة الاضطرابات العصبية، مثل الاكتئاب والصرع والشقيقة، بالإضافة إلى مشاكل الغدد مثل انقطاع الحيض والضعف الجنسي؛ كما جرت المحاولات لاستخدامه في معالجة الكحولية.[153] كان التناقض بين كون الذهب من الفلزّات النبيلة النفيسة وبين السمّيّة الفعلية له غير معروف لفترة طويلة من الزمن، ممّا أدّى إلى حدوث فجوة في فهم الأثر الحقيقي للذهب فيزيولوجياً.[154]

تستخدم سبائك الذهب في طبّ الأسنان للترميم وبناء الجسور والتيجان، إلّا أنّ شيوع فكرة الأسنان الذهبية آخذة في التضاؤل. من المعروف حالياً أنّ أملاح الذهب وكذلك نظائره المشعّة هي التي لديها أهمية علاجية، إذ أنّ الذهب الفلزّي بشكله الحرّ خامل ولا يتفاعل داخل الجسم. لبعض أملاح الذهب خواص مضادة للالتهاب، إذ استخدم في السابق أوروثيو الغلوكوز لمعالجة الالتهابات المفصلية، وحتى الوقت الحالي هناك مستحضران دوائيان يستخدمان لمعالجة التهاب المفاصل الروماتويدي وحالات مشابهة في الولايات المتّحدة وهما أوروثيومالات الصوديوم وأورانوفين.[155] إلّا أنّ التأثيرات الجانبية لأملاح الذهب المنحلّة، إضافةً إلى سعرها المرتفع أدّى إلى الحصول على بدائل لمعالجة تلك الأنواع من الأمراض.

يضاف الذهب أو سبائكه مع البالاديوم على هيئة كسوة ناقلة (موصلة للتيار) إلى العيّنات الحيوية وإلى المواد الأخرى غير الناقلة مثل اللدائن أو الزجاج عند إظهارها في المجهر الإلكتروني الماسح. تضاف الطبقة الكاسية بواسطة الرشّ المهبطي ببلازما الآرغون؛ ولتلك الطبقة وظيفة أساسية، وهي التخفيف والتقليل من شدّة الإلكترونات في الحزمة الإلكترونية، وذلك بسبب الناقلية المرتفعة للذهب، ممّا يؤدّي إلى رفع الاستبانة الزاوية من أجل إظهار أفضل للصورة في المجهر الإلكتروني؛ بالإضافة إلى ذلك فإنّ الذهب يعدّ مصدراً للإلكترونات الثانوية.[156]

لمستحضرات الذهب الغرواني تطبيقات في مجال الأبحاث الطبّية. يستحصل على الذهب الغرواني على شكل معلّق أحمر اللون من الجسيمات النانوية في الماء من عملية اختزال مضبوطة لكلوريد الذهب بأيونات السترات أو الأسكوربات. تستغلّ مقدرة جسيمات الذهب على امتصاص جزيئات البروتين على سطحها في تقنية التوسيم المناعي بالذهب، حيث يمكن استخدام جسيمات الذهب الغرواني المكسوّة بالأجسام المضادّة في تحديد أماكن وجود المستضدّات على سطح الخلايا؛[157] إذ عند أخذ رقاقة رفيعة جدّاً من النسيج الحيوي تظهر المناطق الموسومة بالذهب بالمجهر الإلكتروني على هيئة بقعٍ داكنة اللون في أماكن المستضدّات.[158] تستخدم جسيمات الذهب النانوية أيضاً كمادّة خاملة حاملة للجسيمات الحيوية،[159] وذلك في جهاز المدفع الجيني مثلاً.

لنظير الذهب المشعّ ذهب-198 عمر نصف مقداره 2.7 يوم، وهو يستخدم في الطبّ النووي في تشخيص بعض أنواع السرطان؛[160][161] بالإضافة إلى ذلك، تستخدم بعض معقّدات الذهب في تركيب عقاقير العلاج الكيميائي.[162]

الغذاء [عدل]

يمكن استخدام الذهب في الغذاء، إذ له الرقم E175.[20] بالرغم من ذلك، فقد نشرت الهيئة الأوروبية لسلامة الأغذية سنة 2016 بياناً عن إعادة تقييم فكرة وجود الذهب من ضمن الإضافات الغذائية، وذلك بناءً على مخاوف احتمالية كون جسيمات الذهب النانوية ذات سمّية جينية في خلايا الثدييات وذلك في تجارب أجريت في المختبر.[163]

يضاف الذهب على شكل رقائق أو قشور أو مسحوق إلى وعلى بعض الأطباق الفاخرة لأغراض الزينة، وبشكل خاصّ في الحلويّات والمشروبات.[164] تعود عادة تزيين الأطباق والأطعمة بالذهب في أوروبا إلى القرون الوسطى،[165] وذلك كمظهر من مظاهر الغنى والترف. كمثال على ذلك، فهناك مشروب كحولي عشبي قويّ حاوٍ على رقائق ذهبية بداخله، ويسمى "غولدفاسر"، أي ماء الذهب، والذي غالباً ما ينسب إلى مدينة غدانسك. لا يوجد للذهب مذاق حسّي، وبما أنّ الذهب خامل كيميائياً ضمن جسم الإنسان، فلا توجد له أي قيمة غذائية، وهو يطرح من الجسم دون أن تطرأ عليه أيّة تغيّرات.[166]

متفرّقات [عدل]

يعطي الذهب لوناً داكن الحمرة إلى الزجاج، ويعرف ذلك النوع الخاص من الزجاج باسم زجاج ياقوت الذهب.[167] كما يستخدم الذهب في التصوير الفوتوغرافي لإزاحة لون طبعات بروميد الفضة من الأبيض والأسود إلى درجات البنّي.

بسبب عكسه الجيّد للإشعاع الكهرومغناطيسي مثل الأشعّة تحت الحمراء (يعكس الذهب 98% من الأشعّة تحت الحمراء ذات طول موجة > 700 نانومتر)[168] فإنّ الذهب يستخدم في صناعة الطبقات العاكسة في التجهيزات الفضائية مثل المقاريب (التلسكوبات) والسواتل (الأقمار الاصطناعية)، بالإضافة إلى استخدامه في صنع واقيات الوجه في بذلات الفضاء. كما يدخل الذهب في تركيب واجهات بعض أنواع الطائرات وذلك إمّا كطبقة عاكسة كما هو

مرآة مقراب جيمس ويب الفضائي مصنوعة من الذهب لعكس الأشعّة تحت الحمراء.

الحال في طائرة نورثروب غرومان EA-6B براولر؛ أو من أجل إزالة الجليد، إذ أنّ الطبقات الرقيقة من الذهب شبه شفّافة وناقلة للكهرباء، بالتالي عند تمرير تيّار عبرها تسخن بحيث تمنع تشكّل الجليد عليها.[169]

يستخدم الذهب أيضاً في عمليّات الطلي الكهربائي على شكل معقّد مع السيانيد؛ في حين أنّ جسيمات الذهب النانوية لها تطبيقات في التحفيز غير المتجانس في الصناعة.

في الحياة والثقافة العامّة [عدل]

في الأديان [عدل]

ورد ذكر الذهب في العهد القديم في أكثر من موضع، من بينها قصّة عجل الذهب ومينوراه (الشمعدان الذهبي) والتابوت الذهبي؛ أمّا في العهد الجديد فورد ذكره ضمن هدايا المجوس في إنجيل متّى، وفي سفر رؤيا يوحنّا ورد في وصف مدينة "أورشليم الجديدة" كيف أنّ "شوارعها مصنوعة من الذهب الخالص". وفي القرآن، ورد ذكر الذهب ثمان مرّات، للإشارة إلى اكتناز الثروة في الحياة الدنيا أو في وصف مقتنيات أهل الجنّة في الحياة الآخرة.[10] استخدم الذهب على مرّ التاريخ في الزخرفة المعمارية لأماكن العبادة. فنجد قبّة الصخرة مكسوّةً بألواح رقيقة من الذهب وخيوط ذهبية لتزيين كسوة الكعبة المشرّفة، وكذلك في معبد هارمندير صاحب السيخي المعروف باسم المعبد الذهبي، وأيضاً في معبد وات برا كايو ذي الأهمّية عند البوذيين في تايلند، حيث تكثر التماثيل الذهبية، واستخدام الذهب في كسوة البناء. وعادةً ما ترسم هالات الأيقونات في كنائس المسيحية الشرقية باللون الذهبي.

قبة الصخرة مكسوّة بألواح الذهب.

في عقيدة المسلمين، يحرّم على الرجال ارتداء الذهب ويباح للنساء؛ كما أنّ نصاب زكاة الذهب يقدّر بحوالي عشرين مثقالاً، وهو ما يعادل 85 غراماً.[11]

في الثقافة [عدل]

عادةً ما تكرّم الإنجازات بالذهب، وذاك إن كان على شكل ميدالية أو كأس أو مصوغات أخرى. ينال الفائزون بالمركز الأول في بطولات الألعاب الأولمبية المختلفة مثلاً على الميداليات الذهبية، ثم تليها بالترتيب الميداليات الفضية ثمّ البرونزية. لا يقتصر منح الجوائز الذهبية للفائزين في مجال الرياضة فحسب، بل يتعدّى الأمر إلى مختلف جوانب الحياة مثل جائزة نوبل في مجال العلوم، أو جائزة الأوسكار وجائزة الغولدن غلوب وجائزة إيمي والسعفة الذهبية وغيرها في مجال الفنّ على سبيل المثال.

عمد أرسطو أثناء صياغته لفلسفته الأخلاقية على استخدام ترميز الذهب لوصف أفضل السبل فيما يعرف باسم المتوسّط الذهبي للفضائل، وهو اعتماد النهج الوسطي بلا إفراط أو تفريط. كما يترافق استخدام ترميز الذهب لوصف الكمال وغاية الإتقان، ومن ذلك أتى استخدام وصف القاعدة الذهبية أو النسبة الذهبية؛ كما يستخدم وصف الذهبي للتعبير عن النجاح والتفوق والازدهار، فيقال السنوات الذهبية أو العصر الذهبي. يستخدم أيضاً تعبير اليوبيل الذهبي عند مرور خمسين سنة على احتفالية معيّنة، مثل ذكرى الزفاف.

يرتبط الذهب بشكل عام بمظاهر الزواج والحياة الزوجية، ففي مرحلة الخطوبة وقبول المرأة بالزواج فعادةً ما تقدّم أطقم الذهب ضمن المهر في المجتمعات العربية،[12] ويطلق على الحليّ الذهبية أسماء مختلفة حسب البلد والثقافة وحسب مكان استخدامها على جسد المرأة.[13] وفي الكثير من الثقافات عادةً ما يكون خاتم الزواج مصنوعاً من الذهب؛[170] ولذلك دلالة على علاقة الزواج المنعقدة، إذ أنّه يدوم طويلاً دون أن يطرأ عليه تغيّر مع مرور الوقت.

في اللغة [عدل]

في اللغة العربية

ورد في التراث العربي عن أصل تسمية الذهب ذهباً لأنه يذهب ولا يبقى، وهو قول ينسب إلى نفطويه.[14] من أسماء الذهب في اللغة العربية: العَسْجَد والخالِص والزُّخْرُف؛[15] وكذلك التِّبْر والإبْريز والعِيقان؛ وقد جمع أحدهم بعضها في أبيات من الشعر.[16]

وقد كثر ورود الذهب في التراث العربي والإسلامي من الشعر والأمثال وغيرها.[17] فعلى سبيل المثال، يقال عن الحديث عند رصانته أنّه «كلام من ذهب» أو «يكتب بماء الذهب»، ومن الأمثال المشهورة «ليس كلُّ ما يلمع ذهبا»، و«إذا كان الكلام من فضّة فالسكوت من ذهب».

في اللغات الأجنبية

كلمة Gold ذات لفظ متقارب في اللغات الجرمانية مثل اللغة الإنجليزية واللغة الألمانية، وهي مشتقّة من الجرمانية البدائية gulþą، والمشتقّة بدورها من اللغة الهندية الأوروبية البدائية ǵʰelh$_3$ بمعنى يلمع أو يَبرُق أو اللون الأصفر.[171][172]

أمّا في اللغات الرومنسية فتعود أصول ألفاظ الذهب في اللغات الموافقة إلى الكلمة اللاتينية aurum، والتي منها اشتق الرمز الكيميائي للذهب **Au**.[173] تجدر الإشارة إلى أن كلمة aurum ذات أصل وجذر مشترك مع كلمة Aurora (شفق قطبي)، وهو h$_2$éu̯sōs بمعنى الفجر؛[174] ولذلك فإنّ بعض المنشورات العلمية تذكر أنّ معنى كلمة aurum هو "الفجر الساطع".[175]

في الأدب [عدل]

تضمّنت عناوين مؤلّفات الكتب في الثراث العربي الذهب وأسماءه، مثل كتاب «شرح شذور الذهب في معرفة كلام العرب» وهو كتاب في النحو مؤلّفه ابن هشام الأنصاري في القرن الثامن للهجرة، و«شذرات الذهب في أخبار من ذهب»، وهو كتاب من كتب التاريخ، ألّفه الفقيه والمؤرّخ ابن العماد الحنبلي في القرن الحادي عشر للهجرة. وكتاب «تخليص الإبريز في تلخيص باريز» للكاتب رفاعة الطهطاوي.

يكثر ورود الذهب في الأساطير الغربية والحكايا الرمزية، وغالباً كدافع للجشع، مثلما هو الحال في قصّة رامبيل ستيلتسكين، الذي كان يحوّل القشّ إلى ذهب مقابل الحصول على طفل ابنة الفلاح، أو في قصّة جاك وشجرة الفاصولياء حيث محاولة سرقة الدجاجة التي تضع بيضاً من ذهب. من منظور آخر سخر الكاتب توماس مور في قصّته يوتوبيا من استخدام الذهب كرمز للثروة والمكانة الاجتماعية، إذ صوّر في كتابه مدينة خيالية يكون فيها الذهب فائضاً لدرجة أصبح فيها غير ذي قيمة، فكانت تصنع منه قيود العبيد ومستلزمات المائدة حتى المراحيض؛ وعندما أتى سفراء الدول الأخرى متحلّين بالأوسمة والزينة الذهبية إلى الجزيرة لم يدرك السكّان أنهم من الطبقة الرفيعة بل ظنّوهم من طبقة الخدم.

المراجع [عدل]

باللغة العربية [عدل]

1. ^ الثعلبي. "الكشف والبيان عن تفسير القرآن". الموسوعة الشاملة. مؤرشف من الأصل في 14 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.
2. ^ "How much gold has been mined?". World Gold Council. مؤرشف من الأصل في 29 سبتمبر 2018.
3. ^ "أثري مصري: المصريون القدماء عرفوا الحلي منذ عصر ما قبل التاريخ". صحيفة الشرق الأوسط. مؤرشف من الأصل في 06 مايو 2017. اطلع عليه بتاريخ 2018.
4. ^ "The top ten deepest mines in the world". mining-technology. 11 SEPTEMBER 2013.

الإسلامية. مؤرشف من الأصل في 26 سبتمبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 2008.
11. ^ ظافر بن حسن آل جَبعان. "كيف نخرج زكاة الذهب والفضة اليوم؟". موقع صيد الفوائد. مؤرشف من الأصل في 25 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.
12. ^ حمود الضويحي. "صياغة الذهب.. من دقة الصائغ إلى أشهر المصانع العالمية". صحيفة الرياض. مؤرشف من الأصل في 20 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.
13. ^ خديجة الكثيري. "الذهب.. رداء المرأة الإماراتية من المهد إلى الأعراس". صحيفة الاتحاد. مؤرشف من الأصل في 14 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 2018.

بلغات أجنبية [عدل]

The New York Times. مؤرشف من الأصل في 22 ديسمبر 2012. اطلع عليه بتاريخ 25 مارس 2018.

92. ^ Tungsten filled Gold bars, ABC Bullion, Thursday, 22 March 2012 نسخة محفوظة 20 أبريل 2018 على موقع واي باك مشين.
93. ^ Arblaster, J. W. (1995). "Osmium, the Densest Metal Known" (PDF). *Platinum Metals Review*. **39** (4): 164. مؤرشف من الأصل (PDF) في 18 أكتوبر 2016.
94. ^ Encyclopedia of Chemistry, Theoretical, Practical, and Analytical: As Applied to the Arts and

1. ↑ ا ب Wickleder, Mathias S. (2007). Devillanova, Francesco A. (المحرر). *Handbook of chalcogen chemistry: new perspectives in sulfur, selenium and tellurium*. Royal Society of Chemistry. صفحات 361–359. ISBN 0-85404-366-7. مؤرشف من الأصل في 01 مارس 2020.
2. ↑ ا ب Mandaro, Laura (17 January 2008). "China now world's largest gold producer; foreign miners at door". MarketWatch. مؤرشف من الأصل في 05 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 05 أبريل 2009.

وصلات خارجية [عدل]

- مقالة الذهب من الموسوعة العربية العالمية
- وثيقة تقنية حول استخراج والتنقيب على الذهب على موقع واي باك مشين (نسخة محفوظة 7 مارس 2008) (بالإنجليزية)

ابحث عن ذَهَب في ويكاموس.

ذهب في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت	مجوهرات
ع · ن · ت	الجدول الدوري
ع · ن · ت	مركبات الذهب
ع · ن · ت	ميلاد يسوع

ضبط استنادي	BNE: XX526003 · BNF: cb133184606 (data) · GND: 4157819-3 · LCCN: sh85055692 · NDL: 00565802
التصنيفات الطبية	***MeSH ID***: D006046
المعرفات الخارجية	***BNE ID***: XX526003 · ***JSTOR ID***: gold-compounds · ***UMLS CUI***: C0018026 · ***BNCF***: 7196
معرفات كيميائية	***E number***: E175 · ***UNII***: 79Y1949PYO · ***EC no.***: 231-165-9 · ***ECHA***: 100.028.332 · ***NDF-RT ID***: N0000022608 · ***ZVG number***: 8480 · ***ChemSpider ID***: 22421 · ***PubChem CID***: 23985 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3064697 · ***CosIng number***: 32827 · ***CAS Number***: 7440-57-5 · ***ChEBI ID***: 30050

بوابة العناصر الكيميائية · **بوابة علم طبقات الأرض** · **بوابة الكيمياء**

بوابة علم المواد · **بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات**

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 17 أكتوبر 2018 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: ذهب | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات نفيسة | معادن عناصر طبيعية | معادن مكعبية | مواد معدنية | موصلات كهربائية

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 5 مارس 2021، الساعة 13:57.

النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

a WIKIMEDIA project · Powered By MediaWiki

زئبق

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ثاليوم ← **زئبق** → ذهب

80Hg

Cd ↑ **Hg** ↓ Cn

المظهر

فضي

الخطوط الطيفية للزئبق (غير ملاحظة في فوق البنفسجي)

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	زئبق، 80، Hg
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	12، 6، d
الكتلة الذرية	200.59 غ·مول−1
توزيع إلكتروني	[Xe]؛ $4f^{14} 5d^{10} 6s^{2}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	سائل
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(سائل) 13.534 غ·سم−3
نقطة الانصهار	234.32 ك، -38.83 °س، -37.89 °ف
نقطة الغليان	629.88 ك، 356.73 °س، 674.11 °ف
النقطة الحرجة	1750 ك، 172.00 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	2.29 كيلوجول·مول−1
حرارة التبخر	59.11 كيلوجول·مول−1
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.983 جول·مول−1·كلفن−1

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	315	350	393	449	523	629

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4, **2** , 1 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.00 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1007.1 كيلوجول·مول−1
	الثاني: 1810 كيلوجول·مول−1
	الثالث: 3300 كيلوجول·مول−1
نصف قطر ذري	151 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	132±5 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	155 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري ثلاثي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	(25 °س) 961 نانوأوم·متر
الناقلية الحرارية	8.30 واط·متر−1·كلفن−1 (300 كلفن)
التمدد الحراري	60.4 ميكرومتر·متر−1·كلفن−1 (25 °س)
سرعة الصوت	(سائل، 20 °س) 1451.4 متر/ثانية
رقم CAS	7439-97-6

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الزئبق

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{194}Hg	مصطنع	444 سنة	ε	0.040	^{194}Au
^{195}Hg	مصطنع	9.9 ساعة	ε	1.510	^{195}Au
^{196}Hg	0.15%	^{196}Hg هو نظير مستقر وله 116 نيوترون			
^{197}Hg	مصطنع	64.14 ساعة	ε	0.600	^{197}Au
^{198}Hg	9.97%	^{198}Hg هو نظير مستقر وله 118 نيوترون			
^{199}Hg	16.87%	^{199}Hg هو نظير مستقر وله 119 نيوترون			
^{200}Hg	23.1%	^{200}Hg هو نظير مستقر وله 120 نيوترون			
^{201}Hg	13.18%	^{201}Hg هو نظير مستقر وله 121 نيوترون			
^{202}Hg	29.86%	^{202}Hg هو نظير مستقر وله 122 نيوترون			
^{203}Hg	مصطنع	46.612 يوم	β^-	0.492	^{203}Tl
^{204}Hg	6.87%	^{204}Hg هو نظير مستقر وله 124 نيوترون			

ع·ن·ت

الزئبق (بالإنجليزية: Mercury) عنصر كيميائي رمزهُ **Hg** والعدد الذري 80 في الجدول الدوري، وهو سائل فضي، كثافتهُ (13.54 غ/سم3)، بلون فضي مائل للزرقة يشبه الرصاص في مظهره. يتجمد عند (-38.9 درجه مئوية)، و درجة غليانه (356.9 درجة مئوية).

عند إمرار شرارة كهربائية في بخار الزئبق، ينبعث منهُ وميض مبهر، وأشعة فوق بنفسجية.

و بالتالي يصبح الزئبق (موصلاً فائقاً) - اي تنعدم مقاومتهُ للتيار الكهربائي بينما درجة حرارة الصفر المطلق هي(-273.16 درجة مئوية) وهي درجة الحرارة التي تتوقف عندها حركة الجزيئات.

إن الصفة غير العادية لحالة التوصيل الفائق لا تكمن فقط في انعدام مقاومة التيار الكهربائي، وإنما أيضاً في إنتاج مجالات مغناطيسية شديدة بدون استخدام ملفات ذات قلوب حديدية، كما يمكن تخزين الكهرباء بداخلها. ومن مميزات الزئبق انه يتمدد وينكمش حسب درجة الحرارة فيتمدد بالتسخين وينكمش بالتبريد

محتويات [أخف]

التاريخ [عدل]

لا يعرف من الذي اكتشفه ولكنه كان معروفاً لدى القدماء المصريين والصينيين والهندوس والإغريق والرومان.ولقد سمي في الاساطير الرومانية القديمة (بساعي الالهة السريع). وكلمة الزئبق معرب الفارسية.[1][2] سمي أيضاً **الزاووق**، وضرب به المثل في الثقل.[3] وقد ذكره البيروني في كتابه الجماهر في معرفة الجواهر وخَصَصَ لهُ قسماً.

ولغةً يُقال عن الشخص زئبقيٌّ إذا كان كثير التهرُّب.[4]

ان عنصر الزئبق موجود في الطبيعة منذ الازل، تنتجه العمليات الجيولوجية الطبيعية التي تحدث على الارض مثل انفجارات البراكين وعمليات الاحتراق الطبيعية. يترسب الزئبق بعدها في القشرة الارضية وفي قيعان المحيطات.لقد استمرت دورة حياة الزئبق متوازنة إلى ان تدخل الانسان فيها، فبدأ بالبحث عن هذا الفلز النادر في المناجم ليستعمله في الصناعات المختلفة كفصل المعادن، وعندما باءت محاولات الرومان تحويله إلى ذهب بالفشل بدأوا بستعماله في الصناعات المختلفة مثل القبعات الجلدية ومصابيح الإضاءة وحشوات الاسنان.(4)

نظائر الزئبق [عدل]

للزئبق عشرة نظائر، سبعة منها مستقرة، ونظير واحد غير مستقر، ونظيران ينتجان أشعة بيتا السالبة، وأحد هذين النظيرين صناعي وهذه النظائر هي:

- (80 بق 196) وهو نظير وجوده في الطبيعة 0.1%، (80 بق 198) وهو نظير وجوده في الطبيعة 10%، (80 بق 199)، (80 بق 200)، (80 بق 201)، (80 بق 202)، و(80 بق 204) ؛ جميعها نظائر مستقرة في الطبيعة.
- (80 بق 197) نظير غير مستقر في الطبيعة، حيث يتحول إلى ذهب، كما يلي:

80 بق> 79 ذ 197 + 1 ش 0

- (80 بق 203) نظير طبيعي يشع أشعة بيتا السالبة، (80 بق 205) نظير صناعي يشع أيضاً أشعة بيتا السالبة، وأما النظير الطبيعي فلونه فضي يميل إلى اللون الرصاصي الغامق، أما النظير الصناعي فنظيره يميل للون أكسيد الزئبق الأحمر مع كونه سائل ميتالك.

الزئبق المشع نوعان نوع روسي هو النظير الصناعي المشع، ونوع مصري يقال عنه الفرعوني وهو النوع المشع الطبيعي ولا اثبات على وجوده، ولكنه مفصول كثافياً ونقي جداً. ويصل الغرام الواحد إلى 300.000 دولار.

الزئبق والمياه [عدل]

حتى الآن، لم يكتشف العلماء أن جسم الإنسان يحتاج لأي كمية من الزئبق، بل على العكس فهو شديد السمية ويتراكم في الدماغ حيث قد يتسبب في تدمير الجهاز العصبي. لذلك ينصح بتجنب ملامسة الزئبق وحمله في اليد وكذلك ينصح بتجنب الاقتراب منه لتفادي استنشاق بخار الزئبق حيث أنه سريع التبخر. ويقدر نصف العمر للزئبق في الدماغ ب 230 يوم وفي بقية الجسم 70 يوماً.

يشكل الزئبق أكبر ملوث لمياه المحيطات، البحار، الأنهار، والبحيرات والغريب في الأمر أن جزء كبير من هذا التلوث يأتي من الطبيعة نفسها وليس من المخلفات الصناعية. فسنوياً ينطرح ما يقدره بعض المختصين بين 4000 وَ 10000 طن من الزئبق في البحار, 40 % منها تقريبا طن من أسباب طبيعية مثل البراكين والنحت الطبيعي للصخور المتضمنة للزئبق والباقي من المخلفات الصناعية وخصوصاً حرق القمامة واستهلاك الفحم الحجري وصنع الاسمنت

مثله مثل الماء، يتبخر الزئبق وينتشر مع الهواء وقد يسافر إلى أماكن بعيدة جداً لكنه في النهاية يترسب في البحار والبحيرات وهنا تكمن المشكلة ذلك لأن الأسماك تمتص هذا الفلز ليتخزن في جسمها.

كيفية الحذر [عدل]

يقاس مستوى الزئبق في الطعام مثل باقي المعادن والأملاح بجزء لكل مليون

ويعتبر مستوى الخطر لفتاة وزنها 60 كيلوغرام هو 6 مايكرو غرام من الزئبق يومياً. فلو كان مستوى الزئبق في التونة البيضاء الخفيفة المعلبة هو 0.35 جزء لكل مليون (مايكروغرام لكل غرام سمك) فإنها تستطيع أن تأكل حوالي 17 غرام من التونا يومياً (بدون أي اسماك أخرى) أو وجبة أسبوعية مقدارها 120 غرام

أما زيوت السمك فتحتوي على كميات متناهية في الصغر من الزئبق وذلك لأنه يذوب في الماء وليس في الدهن.

تحضير الزئبق [عدل]

يحضر الزئبق بواسطة تسخين كبريتيد الزئبق أو كبريت الزئبق (HgS) في الهواء وثم تكثيف البخار الناتج.

الصيغة الكيميائية للتفاعل:

$$HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$$

الاستخدامات [عدل]

يدخل الزئبق ومركباته في العديد من الاستخدامات، حيث يستعمل في المجالات الصناعية مثل إنتاج مواد كغاز الكلور وصناعات الورق والكهربائية مثل إنتاج المصابيح والبطاريات والكيماوية مثل صناعات الأصباغ وغيرها والصيدلانية والطبية مثل استعماله في صنع حشوات الاسنان والعلمية مثل إنتاج مبيدات الفطريات الطبية والعلاجية التراثية أو الشعبية ويتم إستخدامه في الترمومتر سواء لقياس حرارة الجسم أو قياس حرارة الجو. وقد ثبت اليوم عدم صحة الكثير من طرق استخداماته التقليدية وخطرها على الصحة.

إنتاج الذهب [عدل]

يستخدم في استخلاص الذهب من خاماته عن طريق الاتحاد معه وتكوين ما يعرف باسم الملغمة.

جهاز قياس ضغط الهواء باستخدام الزئبق

استخدام الزئبق في بعض أنواع الإضاءة العالية

الزئبق

إنتاجه [عدل]

يتم الحصول على الزئبق من خام السنابار (الزنجفر) حيث يجهز أولاً ثم يركز بواسطة الغسل والتعويم، وعند الانتهاء من تهيئة الخام فإنه يحمص وذلك بتعريضه لتيار من الهواء عند درجة حرارة معينة، فيتأكسد وينتج الزئبق على هيئة بخار حيث يتم تكثيفه. ويمكن أن يستخدم الحديد أو أكسيد الكالسيوم بدلاً من الهواء وذلك لإجراء عملية التحميص. يخضع الزئبق المنتج بعد ذلك لعمليات تنقية بواسطة حــامض النيتروجين أو بعض الأحماض الأخرى. وأثناء تلك العمليات فإن الهواء المصاحب يخرج على هيئة فقاعات، ويمكن تنقية الزئبق باستخدام طرق أخرى كالتقطير حيث تصل نقاوته إلى 99.9% . ويمــكن الكشف عن الزئبق بتسخين المادة المشتبه في احتوائها على الزئبق باستعمال كربونات الصوديوم اللامائية في وعــاء زجاجي صغير وفي حالة احتواء تلك المــادة على الزئبق فإنه يتــكثف على شــكل قطرات كروية.

انواع التسمم بالزئبق [عدل]

1. التعرض للزئبق عن طريق تناول اكلات بحرية مثل التونا والسردين تحتوي على جرعات عالية من الزئبق، أو استنشاق الابخرة المتصاعدة منه بكثرة. تظهر الاعراض على شكل خلل عصبي لدى المريض(1)
2. التعرض للزئبق على فترات طويلة وجرعات قليلة يؤدي لتجمعه في الكليتين وخلايا الدماغ (3) ويظهر التاثير الأكبر على اطفال الامهات الحوامل اللاتي تعرضن للزئبق. سواء عن طريق اكل الاسماك المحتوية على الزئبق، أو استعمال مواد التجميل التي تحوي زئبق، أو حتى الابخرة الصاعدة من حشوات الاسنان المحتوية على الزئبق.والنتيجة ولادة اطفال معرضين أكثر لفرط الحركة والتوحد ومشاكل التعلم.(2)

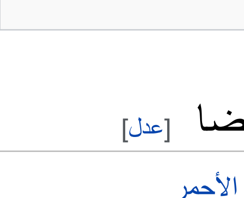
اخطار التعرض للزئبق [عدل]

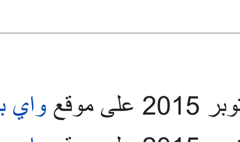
ان التعرض للزئبق قد ينتج عنه اختلال في الغدة الدرقية اوالغدة النخامية أو البنكرياس. ونتيجة لذلك يتضرر مستوى بعض الهرمونات بالجسم مثل: الادرينالين والاستروجين والتيستوستيرون والانسولين.(5)

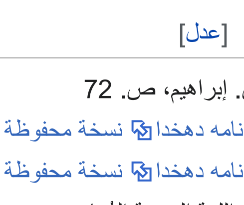
اعراض التسمم بالزئبق [عدل]

تبدأ اعراض التسمم بالزئبق بالظهور عندما يتعرض الانسان لجرعة عالية سواء عن طريق الفم أو الاستنشاق. وتختلف نتائج تعامل الاجسام المختلفة بحسب جيناتها وايضها في التعامل مع سمية الزئبق. لكن الاعراض التي تظهر على المرضى بالإجمال هي:الام بالراس، هزال عام، اختلال بالتوازن، اكتئاب، قلق وعدم استقرار صحي.(2)

معرض صور [عدل]







انظر أيضا [عدل]

- الزئبق الأحمر
- زئبق في الأسماك

مراجع [عدل]

1. ^ أ-ش. إبراهيم، ص. 72
2. ^ لغت نامه دهخدا نسخة محفوظة 6 أكتوبر 2015 على موقع واي باك مشين.
3. ^ لغت نامه دهخدا نسخة محفوظة 6 أكتوبر 2015 على موقع واي باك مشين.
4. ^ معجم اللغة العربية المُعاصِر

- إبراهيم أدي شير. الألفاظ الفارسية المعربة. الطبعة الثانية 1987-88

(المراجع الاجنبية) [عدل]

1Driscoll, C. T., Mason, R. P., Chan, H. M., Jacob, D. J., Pirrone, N. (2013). Mercury as a Global Pollutant: Sources, Pathway and .Effects. Environmental Science & Technology, 47(10), 4967–4983

2Copan, L. et al. (2015) Mercury toxicity and contamination of households from the use of skin creams adulterated withmercurous chloride (calomel). International journal of environmental research and .public health, 12, 10943-10954

3Park, J. Zheng, W. (2012) Human exposure and health effects of inorganic and elemental mercury. .Journal oPreventiveMedicine & Public Health, 45, 344-352

4Satoh,H. (2007).Occupational and Environmental Toxicology of Mercury and Its Compounds. .Industrial Health Journal,38(2000), 153-164

5Rice, K. et al. (2014). Environmental mercury and its toxic effects. Preventive medicine and public health. 47: 74-83

زئبق في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع·ن·ت الجدول الدوري

ع·ن·ت مركبات الزئبق

$Hg(CH_3COO)_2$ · $HgCl_2$ · $Hg(CN)_2$ · HgF_2 · HgI_2 · $Hg(NO_3)_2$ · HgO · HgS · $Hg(SCN)_2$ · $HgSO_4$ · $Hg(TMS)_2$

ضبط استنادي: GND: 4127830-6 · LCCN: sh85083794

معرفات كيميائية: CAS Number: 7439-97-6 · ZVG number: 8490 · RTECS number: OV4550000 · ECHA: 100.028.278 · NDF-RT ID: N0000176083 · KEGG ID: C01319 · UNII: FXS1BY2PGL · ChEBI ID: 16170 · ChemSpider ID: 22373 · DSSTOX substance identifier: DTXSID1024172 · EC no.: 231-106-7 · PubChem CID: 23931 · NIOSH Pocket Guide ID: 0383

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة علم المواد

تصنيفات: زئبق | الصحة والسلامة المهنية | سموم عصبية | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | مبردات | مخلات بالغدد الصماء | مركبات الزئبق | معادن عناصر طبيعية

ثاليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الثاليوم عنصر كيميائي له الرمز **Tl** في الجدول الدوري، له العدد الذري 81، وهو يشبه القصدير، وهو عنصر فلزي لين رصاصي اللون يشبة عنصر الرصاص ويتفاعل **الثاليوم** في الهواء الرطب الساخن مع الحموض.[2][3][4]

الأكتشاف [عدل]

أكتشف عنصر **الثاليوم** من طرف الكيميائي الإنجليزي وليام كروكس عام 1861، أثناء دراسته لمطيافية الضوء الصادر من ركاز السيلينيوم المسخن

أصل الاسم [عدل]

أصل الاسم مشتق من الكلمة اليونانية **thallos** ومعناها البرعم الأخضر أو الغصن الأخضر.

المصادر [عدل]

https://uqu.edu.sa/page/ar/53518

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن ثاليوم على موقع chemapps.stolaf.edu". chemapps.stolaf.edu. مؤرشف من الأصل في 4 أكتوبر 2016.
3. ^ "BKVIYDNLLOSFOA-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d معلومات عن ثاليوم على موقع ncbi.nlm.nih.gov". ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من BKVIYDNLLOSFOA-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d الأصل في 14 مارس 2020.
4. ^ "معلومات عن ثاليوم على موقع chemspider.com". chemspider.com. مؤرشف من الأصل في 16 يناير 2019.

رصاص ← **ثاليوم** ← زئبق

In ↑ **Tl** ↓ Nh

81**Tl**

المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ثاليوم، 81، Tl
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 6، p
الكتلة الذرية	204.3833 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	11.85 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	11.22 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	577 ك، 304 °س، 579 °ف
نقطة الغليان	1746 ك، 1473 °س، 2683 °ف
حرارة الانصهار	4.14 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	165 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.32 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	882	977	1097	1252	1461	1758

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3, **1** (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.62 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 589.4 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1971 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2878 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	170 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	170±8 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	196 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة[1]
مقاومة كهربائية	0.18 ميكروأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	46.1 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	29.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	818 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	8 غيغاباسكال
معامل القص	2.8 غيغاباسكال
معامل الحجم	43 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.45
صلادة موس	1.2
صلادة برينل	26.4 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-28-0

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الثاليوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{203}Tl	29.524%	^{203}Tl هو نظير مستقر وله 122 نيوترون			
^{204}Tl	مصطنع	119 Ms (3.78 سنة)	β^-	0.764	^{204}Pb
			ε	0.347	^{204}Hg
^{205}Tl	70.476%	^{205}Tl هو نظير مستقر وله 124 نيوترون			

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: ثاليوم

الجدول الدوري < ع·ن·ت

ضبط استنادي	BNE: XX540885 · BNF: cb11956478c (data) · GND: 4059684-9 · LCCN: sh85134473 · NDL: 00572717
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-28-0 · *PubChem CID*: 5359464 · *ChEBI ID*: 30440 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID2036035 · *ChemSpider ID*: 4514293 · *EC no.*: 231-138-1 · *ECHA*: 100.028.307 · *ZVG number*: 7810 · *Gmelin number*: 16308 · *UNII*: AD84R52XLF

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: ثاليوم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية

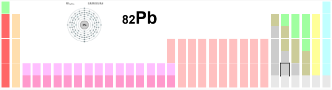
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Dansk
Ελληνικά
English
Español
Bahasa Indonesia
Русский
हिन्दी
اردو
中文
بقية الوصلات: 125
عدل الوصلات

رصاص

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

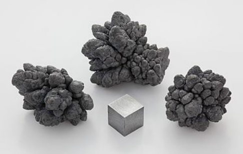
هذه المقالة عن العنصر الكيميائي الرصاص. لتصفح عناوين مشابهة، انظر رصاص (توضيح).

بزموت ← **رصاص** → ثاليوم



Sn
↑
Pb
↓
Fl

المظهر
رمادي فلزي



الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	رصاص، 82، Pb
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 6، p
الكتلة الذرية	207.2 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; 4f^{14} 5d^{10} 6s^{2} 6p^{2}
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 4 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	11.34 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	10.66 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	600.61 ك، 327.46 °س، 621.43 °ف
نقطة الغليان	2022 ك، 1749 °س، 3180 °ف
حرارة الانصهار	4.77 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	179.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.650 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	978	1088	1229	1412	1660	2027

الرصاص عنصر كيميائي رمزه **Pb** وعدده الذرّي 82؛ ويقع في الجدول الدوري ضمن مجموعة الكربون (المجموعة الرابعة عشرة؛ وهي أيضاً المجموعة الرابعة وفق ترقيم المجموعات الرئيسية). الرصاص فلزٌ ثقيل ذو كثافةٍ مرتفعة، ويوجد في الأحوال العادية بلونٍ فضّي مزرّق، والذي سرعان ما يفقد لمعانه إلى لونٍ رماديٍّ معتم عند التعرّض للهواء. يدخل الرصاص في تركيب عدد من السبائك، وهو أيضاً فلزٌ طريٌّ مطواع وقابل للسحب والتطريق؛ كما أنّه فلز مستقرّ، وثلاثةٌ من نظائره تقع في نهاية سلسلة اضمحلال العناصر الثقيلة المشعّة.

يصنّف الرصاص كيميائياً من الفلزّات بعد الانتقالية (الفلزّات الضعيفة)، وتتجلّى تلك الصفة في طبيعته المذبذبة؛ إذ يتفاعل الرصاص وأكسيده مع الأحماض والقواعد؛ كما أنّ هناك تفاوتٌ في صفة مركّباته الكيميائية حسب حالة الأكسدة، فمركّبات الرصاص الثنائي ذات صفة أيونية، في حين أنّ مركّبات الرصاص الرباعي تغلب عليها الصفة التساهمية مثلما هو الحال في مركّبات الرصاص العضوي.

يستخرج الرصاص من خاماته بسهولة؛ ومنذ قديم الزمان تمكّن الإنسان في العالم القديم من استحصاله، وخاصّة من معدن غالينا، الذي يعدّ المصدر الرئيسي لإستخراج الرصاص. بما أنّ الفضّة غالباً ما ترافق الرصاص في خاماته، لذلك كان السعي للحصول على الفضّة سبباً في معرفة الرصاص واستخدامه في مجالات الحياة اليومية في روما القديمة. بلغ الإنتاج العالمي من الرصاص سنة 2014 حوالي 10 مليون طنّ، وكانت نسبة الحصول عليهِ من تدوير المخلّفات الحاوية على الرصاص أكثر من 50%.

ساعدت الخواص المميزة للرصاص، من الكثافة المرتفعة والانخفاض النسبي لنقطة الانصهار وخموله الكيميائي تجاه الأكسدة، بالإضافة إلى وفرته النسبية المرتفعة وانخفاض ثمنه من استخدامهِ في العديد من التطبيقات التي شملت على سبيل المثال، الإنشاءات، والوقاية من الإشعاع والسباكة وصناعة البطّاريات والطلقات والمقذوفات والأثقال والسبائك المختلفة مثل سبائك اللحام وسبيكة بيوتر والسبائك سهلة الانصهار (الصَهُورَة)؛ بالإضافة إلى استخدامه سابقاً في مجال الدهانات وإضافتهِ إلى وقود السيارات (على شكل مركّب رباعي إيثيل الرصاص).

الرصاص فلزّ سامّ، الأمر الذي أدّى إلى الحدّ من تطبيقاته في أغلب الدول بعد اكتشاف سمّيته. يؤثّر الرصاص سلباً داخل الأجسام الحيوية، حيث يكون تأثيره مشابهاً للسموم العصبية من

ويكيبيديا الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
ويكي الجامعة

لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
Slovenščina
اردو
中文

بقية الوصلات: 156

عدل الوصلات

حيث القدرة على الإضرار بالجهاز العصبي وتعطيل الأداء الوظيفي لبعض الإنزيمات الحيوية مسبّباً اضطراباتٍ عصبية وحركية.

محتويات [أخف]

1 التاريخ
1.1 العصر القديم
1.2 العصور الوسطى
1.3 العصر الحديث
2 الأصل والوفرة
2.1 في الكون
2.2 على الأرض
3 الاستخراج والإنتاج
3.1 عمليات التعدين
3.2 عمليّات التدوير
3.3 التنقية
4 النظائر
5 الخواص الفيزيائية
6 الخواص الكيميائية
6.1 المركّبات الكيميائية
6.1.1 اللاعضوية
6.1.2 العضوية
6.2 التحليل الكيميائي
7 الأثر الحيوي
7.1 السمّيّة
7.2 التأثيرات
7.3 مصادر التعرّض
7.4 العلاج
8 الأثر البيئي
8.1 القيود والمعالجة
9 الاستخدامات
9.1 الشكل الأوّلي العنصري
9.2 مركّباته
10 في الحياة والثقافة العامة
10.1 في اللغة
10.2 في الثقافة العامة
11 مراجع
11.1 المصادر مرتبة أبجدياً
12 وصلات خارجية

التاريخ [عدل]

مقذوفات مصنوعة من الرصاص تعود إلى العصر اليوناني القديم.[1]

العصر القديم [عدل]

يعدّ الرصاص من أقدم الفلزّات المستخدمة في تاريخ البشرية. وكان هو بالإضافة إلى الزرنيخ والإثمد أحدَ الفلزّات التي جرى تجريبها في العصر البرونزي الأول من أجل تحضير البرونز، إلى أن اكتشف القصدير. عُثر على قطعٍ من الرصاص الفلزّي يعود تاريخها إلى حوالي 7000 سنة قبل الميلاد في منطقة الأناضول بالقرب من جاتال هويوك، وهي تمثّل أقدم موجودات تاريخية جرى معالجتها بالصهر.[2] في ذلك الوقت لم يكن للرصاص أيَّ تطبيقٍ معروف بسبب طراوته ومظهره الكامد؛[2] وكان العامل الرئيسي في انتشار استخراجه هو مرافقته للفضة في الخامات

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4، **2** (أكاسيده (مذبذبة)
الكهرسلبية	2.33 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 715.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1450.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 3081.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	175 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	5±146 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	202 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	208 نانوأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	35.3 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	28.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
معامل يونغ	16 غيغاباسكال
معامل القص	5.6 غيغاباسكال
معامل الحجم	46 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.44
صلادة موس	1.5
صلادة برينل	38.3 ميغاباسكال
رقم CAS	7439-92-1

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الرصاص

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{204}Pb	1.4%	<1.4×10^{17} y	α	2.186	^{200}Hg
^{205}Pb	مصطنع	1.53×10^{7} سنة	ε	0.051	^{205}Tl
^{206}Pb	24.1%	^{206}Pb هو نظير مستقر وله 124 نيوترون			
^{207}Pb	22.1%	^{207}Pb هو نظير مستقر وله 125 نيوترون			
^{208}Pb	52.4%	^{208}Pb هو نظير مستقر وله 126 نيوترون			
^{210}Pb	نادر	22.3 سنة	α	3.792	^{206}Hg
			β	0.064	^{210}Bi

ع • ن • ت

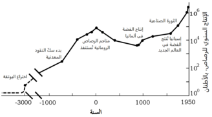
في القشرة الأرضية.[3]

كان المصريون القدماء أوّل من استخدم الرصاص في التجميل، وهو تطبيق انتشر بعد ذلك إلى اليونان القديمة وغيرها من الحضارات؛[4] بالإضافة إلى ذلك فمن المحتمل أن يكون المصريون القدماء قد استخدموا الرصاص أيضاً في تثقيل شباك صيد السمك وفي صناعة الزجاج والمينا المزجج وكذلك في صناعة أغراض الزينة.[3] استعملت عدّة حضارات في منطقة الهلال الخصيب الرصاص في عددٍ من التطبيقات المختلفة مثل استخدامه في الكتابة وسكّ العملة وضمن مواد البناء.[3] أمّا في الشرق الأدنى فاستخدم الصينيون القدماء الرصاص من إحدى الوسائل لضبط النسل،[5] وكذلك في سكّ العملة؛[6] بالمقابل دخل الرصاص في صناعة التمائم في حضارتي وادي السند ووسط أمريكا؛[3] في حين أنّ شعوب أفريقيا الشرقية والجنوبية استخدمته في سحب الأسلاك.[7]

عصر اليونان والرومان

أنابيب مصنوعة من الرصاص تعود إلى العصر الروماني القديم.

بما أنّ الفضّة كانت مستخدمة بكثرة في التجارة وفي صناعة مواد الزينة منذ التاريخ القديم، وبسبب مرافقتها للرصاص في الخامات، لذلك انتشرت معالجة الرصاص في منطقة الأناضول منذ 3000 سنة قبل الميلاد، ولاحقاً في مناطق مختلفة في اليونان مثل الجزر الإيجية ومدينة لافريو؛ والتي بقيت مسيطرةً على إنتاج الرصاص حتّى 1200 سنة قبل الميلاد.[8] منذ حوالي 2000 سنة قبل الميلاد بدأت مناطق أخرى تُعرَف بإنتاج الرصاص بالظهور والازدهار؛ فمثلاً تمكّن الفينيقيون من معالجة الرصاص في مناطق مختلفة منها شبه الجزيرة الإيبيرية، وكذلك في اليونان وقبرص وسردينيا.[9]



مخطّط يظهر تقريبياً الإنتاج العالمي من الرصاص منذ التاريخ القديم حتّى الثورة الصناعية في أوروبا.[10]

أدّى توسّع الجمهورية الرومانية في منطقة حوض المتوسط إلى انتشار تعدين الرصاص، خاصّةً مع التطوّر النسبي لوسائل التعدين أثناء فترة العصر الكلاسيكي القديم؛ إذ قُدِّرَت سَعةُ الإنتاج العظمى من الرصاص حينئذٍ بحوالي 80 ألف طنّ سنوياً؛ وذلك من المعالجة الحرارية لخامات الفضّة الحاوية على الرصاص.[10][11] استُخدِم الرصاص في الكتابة على الألواح؛[12] وكذلك في صناعة النعوش.[13] كما شاع استخدام الرصاص في صناعة قنوات المجاري وفي الإنشاءات المدنية والصناعات العسكرية، خاصّةً مع سهولة سبكه والتعامل الحرفي معه، ومقاومته للتآكل؛[14][15][16][17] بالإضافة إلى سهولة الحصول عليه،[18] ورخص ثمنه.[19]

نصحَ عددٌ من الكتّاب الرومان، مثل كاتو الأكبر وكولوميلا وبلينيوس الأكبر، باستخدام أواني الرصاص لتحضير دبس العنب الذي كان يضاف إلى الخمر؛[20] وذلك لأن الرصاص كان يضفي في بعض الأحيان مذاقاً حلواً (بسبب تشكّل «سكّر الرصاص»، وهو مركب أسيتات الرصاص الثنائي)؛ في حين أنّ الأواني المصنوعة من النحاس أو البرونز كانت تعطي مذاقاً مرّاً بسبب تشكّل الزنجار.[21] من جهةٍ أخرى، وثّقَ الكاتب الروماني فيتروفيو المخاطر الصحّية للرصاص،[22] وقد يكون للاستخدام المفرط للرصاص في مجالات الحياة اليومية دوراً في انحدار الإمبراطورية الرومانية، وذلك وفقاً لرأي بعض المحلّلين التاريخيين المتأخّرين؛[23][24][25] إلّا أنّ ذلك الرأي وجد معارضةً من بعض الباحثين الآخرين، الذين أشاروا على سبيل المثال بأنّ ليس كلّ ألمٍ معويٍّ سببه التسمّم بالرصاص،[26][27] وشكّكوا بدور أنابيب نقل المياه المصنوعة من الرصاص بحدوث حالات التسمّم.[28][29]

العصور الوسطى [عدل]

كانت الملكة إليزابيث الأولى ملكة إنجلترا عادة ما تُرسَم بوجهٍ شديد البياض، والذي يعزى وفق مصادر تاريخية إلى استخدام أبيض الرصاص في تبييض الوجه، الأمر الذي كان سبباً في التعجيل بوفاتها.[30]

مع سقوط الإمبراطورية الرومانية الغربية تراجع إنتاج الرصاص في أوروبا الغربية، خاصّةً مع صعود دولة الأمويّين في الأندلس، إذ كانت تلك المنطقة الوحيدة ذات الإنتاج المهمّ في أوروبا في ذلك الوقت؛[31][32] بالمقابل ازداد الإنتاج في مناطق أخرى من العالم مثل الصين والهند.[32]

كان الرصاص عنصراً حاضراً في تجارب الخيميائيين سواء في عصر الحضارة الإسلامية أو ما قبل عصر النهضة الأوروبي؛ وكان له الرمز الخيميائي ♄ في مدوّنات ذلك العصر،[33]، والذي كان مخصّصاً أيضاً لكوكب زحل. كان الرصاص عند الخيميائيين يعدّ من الفلزّات الوضيعة الشائبة، والذي يمكن لجوهرِهِ أن يتحوّل إلى فلزّ نبيلٍ نقيٍّ مثل الذهب بالعمليات والتقنيات الخيميائية المناسبة. وقد ذكره البيروني في كتابِهِ الجماهر في معرفة الجواهر وخصّص لهُ قِسماً.

بالإضافة إلى ذلك فقد استُخدِم الرصاص منذ بداية القرن الثالث عشر في صناعة الزجاج المعشّق؛[34] كما استخدِم في غشّ الخمر، الأمرِ الذي أدّى إلى حالات تسمّم كثيرة موثّقة حتى نهاية القرن الثامن عشر.[31][35] من جهة أخرى فقد كان الرصاص مادّةً أساسيةً في صناعة أجزاء من آلة الطباعة التي اختُرِعت حوالي منتصف القرن الخامس عشر، الأمر الذي عرّض الكثير من العمّال لحالات التسمّم بالرصاص أيضاً.[36] دخل الرصاص في صناعة مقذوفات وطلقات الأسلحة النارية نظراً لرخص ثمنهِ وتوفّره ولارتفاع كثافتهِ وانخفاض نقطة

انصهاره.[37]

شاع استخدام أبيض الرصاص في مستحضرات التجميل في ذلك العصر، لأجل تبييض الوجه، وكان يسمّى حينها إسبيداج (أو الإسفيداج)؛[38][39] كما كان يُستخدم للطلاء، إلّا أنّ تلك الاستخدامات تراجعت تدريجياً للسمّيّة. كان ذلك الاستخدام شائعاً ضمن الطبقات الأرستقراطية الأوروبية؛ وكذلك في اليابان أيضاً،[40] والتي شاع فيها تقليد غيشا في تبييض الوجوه حتّى القرن العشرين، إذ كانت الوجوه البيضاء للنساء في ذلك العصر دلالةً على أنوثة المرأة اليابانية.[41]

العصر الحديث [عدل]

بعد اكتشاف العالم الجديد أنتج المستوطنون الأوروبيون عنصر الرصاص؛ وتعود أقدم السجلّات التي تشير إلى إنتاجِهِ في تلك المرحلة إلى سنة 1621 في مستعمرة فرجينيا البريطانية، وذلك بعد أربع عشر سنةٍ من تأسيسها.[42] أمّا في أستراليا فقد كان أوّل منجم افتُتِح هناك للرصاص في سنة 1841.[43]

تعدين الرصاص في منطقة حوض المسيسبي سنة 1865

ساعدت الثورة الصناعية على زيادة إنتاج الرصاص في أوروبا والولايات المتّحدة،[10] إذ كان من أهمّ الفلزّات اللاحديدية المعروفة حينئذ. كانت بريطانيا رائدةً في ذلك المجال بادئ الأمر، ثمّ تراجعت مع نضوب مناجمها مع مرور الوقت؛[44] ومع بداية القرن العشرين أضحت الولايات المتّحدة الرائدة في الإنتاج العالمي للرصاص، كما بدأت دول أخرى غير أوروبية بالظهور على ساحة الإنتاج العالمي مثل كندا والمكسيك وأستراليا.[45] كان الرصاص مطلوباً في ذلك الوقت بشكلٍ أساسيٍ للسباكة ولصنع الدهان؛[46] كما استخدم في صناعة الغرف والحجرات لتحضير حمض الكبريتيك. بالمقابل ازداد تعرّض الطبقة العاملة للتسمم بالرصاص، ممّا أدّى إلى ظهور مخاطره للعلن، الأمر الذي استدعى إجراء أبحاثٍ لدراسة تأثير الرصاص على الإنسان؛ وكان الطبيب ألفريد بارينغ غارود ممّن قاموا بذلك، والذي ربط بين ضحايا التسمّم بالرصاص ومهنتهم، فوجد أنّ نسبة الثلث منهم من السبّاكين والدهّانين.

مع تقدّم العلم وفهم آليات الإصابة بتسمّم الرصاص انتقل موضوع التعامل مع هذا الفلز من ردهات المخابر إلى قاعات البرلمان، إذ بدأت التشريعات التي تحدّ من التعامل بهِ بالظهور. وقد صدر أوّل قانونٌ لفرض رقابة على إنتاج الرصاص في المصانع في المملكة المتّحدة أواخر القرن التاسع عشر؛[46] كما جرى تعيين هيئةٍ طبّية لفحص العمال؛ ممّا أدّى في النهاية إلى انخفاض حوادث التسمّم بالرصاص بحوالي 25 ضعفا ما بين سنتي 1900 و1944.[47] بالإضافة إلى ذلك فقد منعت معظم الدول الأوروبية دهانات الرصاص في الأماكن الداخلية المغلقة منذ سنة 1930.[48][49] كانت إضافة رباعي إيثيل الرصاص إلى وقود السيارات لمنع خبط المحرك آخر وسيلة تعرض فيها الإنسان للتماسِ المباشر مع الرصاص؛ إلّا أنّها تراجعت تدريجياً مع مرور الزمن، خاصّةً مع جهود عدّة ناشطين بيئيين مثل كلير باترسون؛ إلى أن منعت نهائياً في أوروبا والولايات المتّحدة أواخر القرن العشرين؛[46] بصدور تشريعاتٍ لمنع استعماله منذ عقد السبعينات للحدّ من تلوّث الهواء بالرصاص؛[50][51] مثل توجيه الحد من المواد الخطرة في أوروبا. جرّاءَ ذلك انخفض مستوى الرصاص في الدم وفق دراسات أجرتها مراكز مكافحة الأمراض واتقائها في الولايات المتّحدة من 77.8% أواخر سبعينات القرن العشرين إلى 2.2% في أوائل تسعينات ذلك القرن.[52] وفي نهاية القرن العشرين كان المُنتَج الوحيد الحاوي على الرصاص والمستخدم بكثرة هو بطّارية الرصاص الحمضية؛[53] إلّا أنّها لا تمثّل خطراً مباشراً على صحّة الإنسان. وازداد إنتاج الرصاص في الصين بشكل مطّرد، إلى أن أصبحت في صدارة الإنتاج العالمي منذ بداية القرن الحادي والعشرين؛[54] إلّا أنّ الأمر لم يخلو من مشاكل صحّيّة هناك أيضاً.[55]

الأصل والوفرة [عدل]

في الكون [عدل]

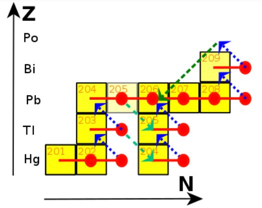
على الرغم من ارتفاع العدد الذرّي للرصاص إلّا أنّ وفرته في الكون تفوق أغلب العناصر ذات العدد الأكبر من 40؛[56] إذ تبلغ وفرته في النظام الشمسي نسبةً إلى عدد الجسيمات مقدار 0.121 جزء في البليون (ppb)،[56] وهو مقدار أكثر بمرّتين ونصف من وفرة البلاتين، وأكثر بثمانِ مرّات من وفرة الزئبق، وأكثر بحوالي 17 مرّة من وفرة الذهب في الكون.[56] على العموم فإنّ كمّيّة الرصاص في الكون بازديادٍ ضئيلٍ مستمرٍّ،[57] لأنّ أغلب العناصر الأثقل منهُ تضمحلّ إليه تدريجياً؛[58] وتُقدّر نسبة ازدياد الرصاص في الكون منذ نشأته بحوالي 0.75%.[59]

وفرة بعض العناصر الثقيلة في النظام الشمسي[56]

العدد الذّرّي	العنصر	الكمّيّة النسبية
42	موليبدنوم	0.798
46	بالاديوم	0.440
50	قصدير	1.146
78	بلاتين	0.417
80	زئبق	0.127
82	**رصاص**	**1**
90	ثوريوم	0.011
92	يورانيوم	0.003

إنّ الرصاص الابتدائي، والمتكوّن من نظائر الرصاص 204 و206 و207 و208، كان قد تشكّل نتيجة عمليات التقاط نيوترون متكرّرة داخل النجوم؛ وهي تشمل كِلَا النوعين: العمليّات البطيئة والسريعة.[60]

تفصل بين عمليات التقاط النيوترون البطيئة سنوات أو عقود، ممّا يسمح للنوى الأقلّ استقراراً بأن تخضع لاضمحلال بيتا.[61] يمكن أيضاً لعمليات التقاط النيوترون أن تحدث بشكلٍ بطيءٍ جدّاً، يستمرّ الالتقاط لملايين السنين، بحيث يستحصل بالنهاية من نواة ثاليوم مستقرّة على نظائر الرصاص المستقرّة.[62] بالمقابل، فإنّ عمليات التقاط النيوترون السريعة تحدث بشكلٍ أسرع من اضمحلال النواة نفسها؛[63] وتكون مفضلّةَ الحدوث في الأوساط ذات الكثافة النيوترونية المرتفعة مثل المستعرّات العظمى أو مناطق اندماج النجوم النيوترونية؛ والتي يمكن أن يقدّر معدّل تدفّق النيوترونات فيها بحوالي 10^{22} نيوترون لكلّ سم^2 كل ثانية.[64] من جهةٍ أخرى، فإنّ كمّيّة الرصاص المتشكّلة عن طريق عمليّات التقاط النيوترون السريعة أقلّ من نظيرتها في العمليات البطيئة؛[65] إذ أنّها تميل لأن تتوقّف في الغالب عندما يصلُ عدد النيوترونات في النواة إلى 126؛[66] عند تلك النقطة تترتّب النيوترونات في أغلفة مكتملة في نواة الذرّة، ويصبح من الصعب طاقياً استيعاب كمّيّة أكبر.[67]



مخطّط يظهر الجزء الأخير من عمليات التقاط النيوترون السريعة من الزئبق إلى البولونيوم. حيث تمثّل الدوائر والخطوط الحمراء التقاط النيوترون، أمّا الأسهم الزرقاء فتمثّل اضمحلال بيتا، في حين أنّ الأسهم الخضراء تمثّل اضمحلال ألفا؛ ويمثّل التقاط الإلكترون بالأسهم ذات اللون السياني (الأخضر المزرق).

على الأرض [عدل]

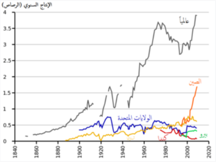
يصنّف الرصاص وفقاً لتصنيف غولدشميت عنصراً أليفاً لعناصر مجموعة الكالكوجين، بمعنى أنّه يُعثَر عليه بشكلٍ عامّ مع الكبريت.[68] ومن النادر العثور عليه بصورته المعدنية على هيئة فلز طبيعي.[69] تعدّ العديد من معادن الرصاص خفيفةً نسبياً، وعلى مدار تاريخ الأرض بقيت في طبقة القشرة الأرضية السطحية ولم تترسّب في باطن الأرض. لذا يعتبر الرصاص من العناصر المتقدّمة نسبياً من حيث وفرته الطبيعية في القشرة الأرضية بنسبة 14 جزء في المليون (ppm)؛ وهو العنصر الثامن والثلاثين من حيث غزارة وفرته في القشرة الأرضية.[70][71]

أهم المعادن التي تقترن بالرصاص هو معدن الغالينا (PbS) والذي يوجد غالباً مع خامات الزنك.[72] ترتبط معظم معادن الرصاص الأخرى بالغالينا بطريقةٍ ما؛ فمعدن البولانغيرايت $Pb_5Sb_4S_{11}$، هو كبريتيدٌ مختلَطٌ مشتقٌّ من الغالينا؛ أمّا أنغلزيت، $PbSO_4$، فهو ناتجٌ عن أكسدة الغالينا؛ وسيروسيت أو خام الرصاص الأبيض، $PbCO_3$، فهو ناتج عن تحلّل الغالينا. تعدّ معادن الزرنيخ والقصدير والأنتيمون (الإثمد) والفضّة والذهب ونحاس والبزموت شوائبَ شائعة في معادن الرصاص.[72]

تتجاوز الموارد العالمية من الرصاص حوالي ملياري طنّ؛ وتوجد منه مخزونات كبيرة في أستراليا والصين وأيرلندا والمكسيك والبيرو والبرتغال وروسيا والولايات المتّحدة؛ وهذه الموارد الاحتياطية العالمية قابلة للاستخراج لأغراضٍ اقتصادية. بلغ مجموع الكمّيّات المستخرجة منه 88 مليون طن عام 2016 منها 35 مليون طن في أستراليا و17 مليون طن في الصين و6.4 مليون طن في روسيا.[73]

لا تتجاوز التركيزات النموذجية من الرصاص 0.1 ميكروغرام/م^3 في الجوّ؛ و100 ملغم/كغ في التربة؛ في حين أن تركيزه في في المياه العذبة ومياه البحر حوال 5 ميكروغرام/لتر.[74]

الاستخراج والإنتاج [عدل]



مخطّط يظهر الإنتاج العالمي من الرصاص منذ منتصف القرن التاسع عشر

إنّ الإنتاج العالمي من الرصاص (وفق بيانات سنة 2014) في ازدياد مستمرّ نتيجةً لاستخدامه بشكلٍ رئيسي في صناعة بطّاريات السيارات.[75] وفق تقدير مخزون الفلزّات في المجتمع الصادر سنة 2010 عن لجنة المصادر العالمية التابعة لبرنامج الأمم المتّحدة للبيئة فإنّ المجموع الكلي لكمّيّات الرصاص المستخدمة أو المخزّنة أو المطروحة أو المبدّدة هي 8 كغ لكلّ نسمة وسطياً على نطاق العالم؛ مع أخذ الفروقات بين الدول المتطوّرة (20–150 كغ لكلّ نسمة) والدول النامية (1–4 كغ لكلّ نسمة).[76]

عموماً يمكن تصنيف استخراج الرصاص حسب مصدر الحصول عليه إلى استخراج أوّلي من الخامات في القشرة الأرضية؛ وإلى استخراج ثانوي من تدوير الخردة. استُخرج سنة 2014 مقدار 4.58 مليون طنّ من الرصاص من مصادرَ أوّلية، مقابل 5.64 مليون طنّ من مصادر ثانوية؛ وكانت حينها الصين وأستراليا والولايات المتحدة هي الدول في صدارة الإنتاج العالمي بتعدين الرصاص،[73] في حين أنّ الصين والولايات المتّحدة والهند هي التي كانت في صدارة الدول بتدوير الرصاص.[77] إنّ عمليات إنتاج الرصاص الأوّلية والثانوية متشابهة؛ وتلجأ بعض منشآت تعدين الرصاص إلى مواءمة خطوط إنتاجها بحيث يمكن معالجة خردة الرصاص في عملياتها، خاصّةً أنّه في أغلب الأحيان وعند تطبيق تقنيات مناسبة يكون من الصعب التمييز بين الرصاص الناتج عن التعدين والرصاص الناتج عن التدوير. تحتاج بعض مصادر الرصاص الثانوية إلى عمليّات تنقية، وعندما لا تقتضي الحاجة لإعادة معالجة رصاص الخردة تنخفض التكاليف إلى أكثر من النصف، وخاصّةً عند المقارنة بالاحتياجات الطاقيّة اللازمة للعمليّات في أسلوب التعدين.[78]

عمليات التعدين [عدل]

معدن الغالينا من أكثر الخامات أهمّيّةً لاستخراج الرصاص.

من أكثر الخامات أهمّيّةً في تعدين الرصاص هو معدن غالينا، والذي غالباً ما يوجد على شكل معدن مرافق مع كبريتيدات الفلزّات الأخرى. إنّ معظم خامات الرصاص تحوي على نسبٍ قليلةٍ من الفلزّ، إذ أنّ أغناها به هي التي تحوي نمطياً على نسبة تتراوح بين 3–8%، ولذلك ينبغي إجراء عمليّات تركيز من أجل الاستخلاص.[79] في الخطوات الأولى من عمليّة التعدين تُسحَق الخامات وتُطحَن ثمّ تُفصَل وفق الكثافة وتُعوَّم ثمّ تُجفَّف. يحوي المركّز الناتج على نسبةٍ تصل في بعض الأحيان إلى 80% (نمطياً بين 50-60%) من الرصاص، والذي يخضع إلى معالجة لاحقة للحصول على الرصاص (غير النقيّ)، وهناك أسلوبان رئيسيان لإجرائها؛ الأوّل منهما يعتمد على عملية ثنائية المرحلة تتضمّن عمليّة تحميص للمُركَّز الناتج في فرن صناعيّ، ثمّ استخراج للفلز في فرن لافح بعمليّة اختزال؛ أو بإجراء عمليّة مباشرة يتمّ فيها استخراج الرصاص من المُركَّز في فرن واحد؛ والعمليّة الأخيرة هي الأكثر شيوعاً.[80]

الدول المتصدّرة في إنتاج الرصاص (بيانات 2016)[73]

البلد	الناتج (آلاف الأطنان)
الصين	2,400
أستراليا	500
الولايات المتحدة	335
بيرو	310
المكسيك	250
روسيا	225
الهند	135
بوليفيا	80
السويد	76
تركيا	75
إيران	41
كازاخستان	41
بولندا	40
جنوب أفريقيا	40
كوريا الشمالية	35
أيرلندا	33
مقدونيا	33
دول أخرى	170

العمليّة ثنائية المرحلة

تُجرَى أوّلاً عمليّة تحميص للمُركَّز الكبريتيدي لدرجات حرارة تفوق 1000 °س في الهواء وبوجود كمّيّة كافية من الأكسجين لأكسدة كبريتيد الرصاص الثنائي إلى أكسيد الرصاص الثنائي وثنائي أكسيد الكبريت:[81]

$$2\,PbS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,PbO + 2\,SO_2 \quad \Delta H_r^0 = -836\ kJ \cdot mol^{-1}$$

يمكن أن يُستخدَم غاز SO_2 في تحضير حمض الكبريتيك؛ أمّا أكسيد الرصاص فيكون على شكل مصهور. بما أنّ المُركَّز الكبريتيدي ليس نقياً، لذلك تعطي عمليّة التحميص مزيجاً من أكاسيد وكبريتات وسيليكات لفلزّ الرصاص ولفلزّات أخرى موجودة في الخامة.[82] يلي ذلك إجراء عمليّة اختزال بفحم الكوك إلى الرصاص (غير النقيّ) بتفاعل من مرحلتين.[83]

$$PbO + C \longrightarrow Pb + CO \quad \Delta H_r^0 = +107\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$PbO + CO \longrightarrow Pb + CO_2 \quad \Delta H_r^0 = -66\ kJ \cdot mol^{-1}$$

في حال كانت الخامة الأوّلية غنيّة بالرصاص يمكن أن تُجرَى العمليّة السابقة بخطوة واحدة، وذلك بإجراء عمليّة تحميص غير كامل للخامة الكبريتيدية؛ ثمّ في مرحلةٍ لاحقة يُسخَّن مزيج أكسيد وكبريتيد الرصاص بوجود الهواء ممّا يسهم في اختزال القسم المتبقّي من PbS دون الحاجة إلى إضافة فحم الكوك:

$$2\,PbS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,PbO + 2\,SO_2$$

$$PbS + 2\,PbO \longrightarrow 3\,Pb + SO_2$$

العمليّة المباشرة

في هذه العمليّة يُستحصَل على صبَبات الرصاص وعلى الخَبَث الناتج من العمليّات بشكلٍ مباشرٍ من مُرَكّز الرصاص. يُصهَر الرصاص في البداية في فرن ويُؤكسَد بواسطة تيّار من الأكسجين مشكّلاً أحادي أكسيد الرصاص؛ وبعد إضافة مسحوق فحم الكوك يُختزَل الأكسيد إلى فلزّ الرصاص وسط الخبث المتشكّل من الشوائب المرافقة.[80]

إذا كانت المادّة الأوّلية غنيّة المحتوى يمكن الحصول منها على مردود يصل إلى 80% على شكل صبَبات من فلزّ الرصاص، وتكون نسبة 20% المتبقّية غنيّة بأكسيد الرصاص. أمّا إذا كانت المادّة الأوّلية فقيرة المحتوى، فيمكن أكسدة كلّ الرصاص إلى خبث مرتفع المحتوى، والذي يُختزَل لاحقاً إلى فلزّ الرصاص؛[80]

عمليّات التدوير [عدل]

عادةً ما يتمّ تجاوز مرحلة الصهر في عمليّة تدوير الرصاص، ولا تُطبَّق إلّا عندما يكون الرصاص قد تأكسد بشكلٍ واضح.[78] بشكلٍ مشابه لعمليّات التعدين يُعالَج الرصاص في أفرانٍ مناسبة، والتي تعطي ناتجاً من الرصاص متفاوتاً في نسبة الشوائب وذلك حسب نوع الفرن؛ إذ أنّ الفرن اللافح يعطي رصاصاً قاسياً (يحوي على 10% إثمد)، في حين أنّ القَمينَ الدَوّار يعطي رصاصاً شبهَ طريٍّ (يحوي على 3-4% إثمد).[84]

يمكن أن يُستحصَل على الرصاص المُدوّر من بطّاريات السيارات كما هو الحال في عملية إساسميلت ISASMELT، والتي تعالِج عجينة الرصاص الحاوية على أكاسيد الرصاص حرارياً في قمين بعد إزالة الكبريتات بالقلوي للحصول على فلزّ الرصاص، والذي يكون غير نقيٍّ لاحتوائه على شوائب من الإثمد.[85] يمكن إجراء عمليّة تنقية لاحقة للرصاص، ولكن ذلك يعتمد على الكلفة وعلى درجة النقاوة المطلوبة وعلى نوع الشوائب الموجودة.[85] من المصادر الثانوية الأخرى للرصاص بالإضافة إلى البطاريات كلّ من الصفائح والأنابيب والكبلات المستخدمة في بعض الإنشاءات.[78]

التنقية [عدل]

غالباً ما تكون الشوائب الموجودة هي من فلزّات الزرنيخ والإثمد والبزموت والزنك والنحاس والفضّة والذهب؛ والتي عادةً ما تزال بسلسلةٍ من المعالجات والعمليات الحرارية. يُعالَج المصهور في فرن عاكس مع الهواء والبخار والكبريت بوجود نترات الصوديوم/كربونات الصوديوم ممّا يؤكسد الشوائب عدا الذهب والفضة والبزموت. تزال تلك الشوائب المتأكسدة بقشطها على هيئة رغوة خبث طافية على السطح؛[86][87] في حين أنّ شوائب النحاس والزنك تزال بالانفصال الحبيبي؛ أمّا الشوائب الثمينة من الفضّة والذهب فتزال وتستعاد وفق عملية باركس، التي تتضمّن إضافة الزنك إلى مصهور الرصاص لاستحصالهما، إذ أنّ الزنك لا يمتزج مع الرصاص، ممّا يُسهِّل من فصله على هيئة محلول جامد.[88][87] بعد ذلك، وللتخلّص من البزموت الموجود في الرصاص تُجرى عملية بترتون-كرول، التي تتضمّن المعالجة بالكالسيوم والمغنسيوم، ثمّ المعالجة الحرارية اللاحقة للتخلّص من خبث البزموت.[87]

يمكن أن تُجرى عملية التنقية بأسلوبٍ آخر مغاير للمعالجات الحرارية اعتماداً على أسلوب كهركيميائي لمصهور الرصاص بواسطة عملية بيتس. في تلك العمليّة يُغمَس مصعد من الرصاص المشوب ومهبط من الرصاص النقيّ في كهرل من سداسي فلوروسيليكات الرصاص $PbSiF_6$؛ وعند تطبيق فرق الجهد الكهربائي المناسب ينحلّ الرصاص الموجود على المصعد، ويترسّب على المهبط تاركاً أغلب الشوائب في المحلول.[87][89] يَعيبُ تلك العمليّة كلفتها المرتفعة،[90] بسبب الحاجة إلى تطبيق جهد زائد في حوض التنقية؛ ولذلك لا تستخدم إلّا في تنقيّة صبّات الرصاص الحاوية على نسبٍ مرتفعة من الشوائب.[91]

النظائر [عدل]

للرصاص الطبيعي أربعة نظائر مستقرّة لها الكتل الذرّية التالية: 204 و206 و207 و208؛[92] بالإضافة إلى آثار من خمس نظائر مشعّة قصيرة عمر النصف.[93] تتوزّع الوفرة الطبيعية لنظائر الرصاص المستقرّة بين 52.4% للنظير رصاص-208 ^{208}Pb وحوالي 22.1% للنظير رصاص-207 ^{207}Pb وحوالي 24.1% للنظير رصاص-206 ^{206}Pb، في حين يوجد النظير رصاص-204 ^{204}Pb بنسبة 1.4%.

يتوافق العدد الكبير من نظائر الرصاص مع حقيقة كون العدد الذرّي للرصاص زوجياً؛ إذ أنّ العدد الزوجي من الجسيمات دون الذرّية في النواة يرفع من استقرارها. يتميّز الرصاص بأنّ له عدد سحري من البروتونات (82)، ووفقاً لذلك فإنّ النواة تكون مستقرّة بشكل كبير حسب نظرية نموذج الغلاف النووي.[94] علاوةً على ذلك، فإنّ للرصاص-208 126 نيوتروناً، وهو عدد سحري آخر، وذلك يفسّر لِمَ لنظير الرصاص-208 استقرارية فوق العادة.[94] مع ارتفاع عدده الذرّي يكون الرصاص أثقل عنصر كيميائي تكون نظائره الطبيعية مستقرّة، إذ أنّ الرصاص-208 هو أثقل نظير مستقر (أصبح هذا الأمر حقيقةً بعد اكتشاف أنّ النظير الابتدائي البزموت-209 له نشاط إشعاعي.[95][96]) يمكن لنظائر الرصاص الأربع المستقرّة أن تضمحلّ نظرياً بنشاط إشعاعي عبر اضمحلال ألفا إلى نظائر الزئبق مع تَحرّر كمّيّة من الطاقة، إلّا أنّ ذلك لم يلاحظ على الإطلاق، وجرى تقدير عمر النصف لها بحوالي 10^{35} إلى 10^{189} سنة،[97] وهو ما يفوق العمر الحالي للكون.

توجد ثلاثة من نظائر الرصاص المستقرّة في ثلاث من سلاسل الاضمحلال الرئيسية؛ إذ أنّ الرصاص-206 والرصاص-207 والرصاص-208 هي المنتجات النهائية لاضمحلال اليورانيوم-238 (سلسلة اليورانيوم) واليورانيوم-235 (سلسلة الأكتينيوم) والثوريوم-232 (سلسلة الثوريوم) على الترتيب.[98][99] يعتمد تركيز نظائر الرصاص المذكورة في عيّنات الصخور الطبيعية بشكل كبير على وجود نظائر اليورانيوم والثوريوم؛ فعلى سبيل المثال يمكن أن تتراوح الوفرة النسبية لنظير الرصاص-208 من 52% في العيّنات العادية إلى 90% في خامات الثوريوم،[100] ولذلك السبب فإنّ الوزن الذرّي القياسي يعطى بدرجة عشريّة واحدة فقط.[101] مع مرور الزمن تزداد نسبة الرصاص-206 والرصاص-207 إلى الرصاص-204، وذلك لأنّ النظيرين الأوّلَين يوجدان في سلسلة اضمحلال العناصر المشعّة، في حين أنّ الأخيرَ ليس كذلك؛ ممّا يسمح في النهاية بتحديد العمر الجيولوجي للعيّنات باستخدام أسلوب تأريخ بنظائر رصاص-رصاص على سبيل المثال. من جهة أخرى، فإنّ اضمحلال اليورانيوم إلى الرصاص يمكّن من إجراء تأريخ بنظائر يورانيوم-رصاص.[102]

قطعة كبيرة من حجر نيزكي عُثِر عليها في محيط فوهة بارينجر. ساهمت الدراسات التأريخية بواسطة دراسة نسبة النظائر (يورانيوم-رصاص ورصاص-رصاص) بتقدير عمر كوكب الأرض.

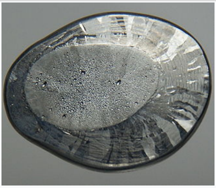
يتميّز النظير رصاص-207 بأنّ له رنين مغناطيسي نووي، وتلك خاصّية تساعد في دراسة مركّباته في المحاليل والحالة الصلبة،[103][104] وفي جسم الإنسان أيضاً.[105]

يوجد للرصاص نظائر نظائر مشعّة نادرة توجد بكمّيّات نزرة. من بين تلك النظائر هناك الرصاص-210، والذي يبلغ عمر النصف له 22.3 سنة؛[92] ولكن على الرغم من ذلك يوجد في الطبيعة إذ ينتج من سلسلة اضمحلال طويلة تبدأ من اليورانيوم-238. كما أنّ النظائر الرصاص-211 والرصاص-212 والرصاص-214 تنتج أيضاً في سلسلة اضمحلال اليورانيوم والثوريوم ولذلك توجد طبيعياً. يُحصَل على نسب ضئيلة من الرصاص-209 من الاضمحلال العنقودي نادر الحدوث للراديوم-223، وهو بدوره ناتج اضمحلال لليورانيوم-235؛ وكذلك أيضاً من سلسلة اضمحلال النبتونيوم-237، والذي يُستحصَل من عمليّة التقاط نيوترون في خامات اليورانيوم. تُستخدَم نظائر الرصاص المشعّة في عمليّات التأريخ، فيفيد قياس نسبة الرصاص-210 إلى الرصاص-206 مثلاً في معرفة عمر العيّنات.[106]

إجمالياً فهناك حوالي 43 نظير مشع مصطنع للرصاص تتراوح كتلها الذرية بين 178–220.[92] الرصاص-205 أكثر نظائر الرصاص المشعّة استقراراً، فعمر النصف له 1.5×10^7 سنة؛ يليه الرصاص-202 بعمر نصف مقداره 53 ألف سنة، وذلك بشكل أطول من أيّ نظير مشعّ

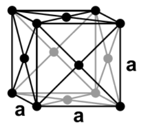
طبيعي نزر للرصاص.[92]

الخواص الفيزيائية [عدل]


عيّنة من فلزّ رصاص متصلّب من مصهوره.

يوجد الرصاص النقيّ في الحالة القياسية من الضغط ودرجة الحرارة على شكل فلزٍّ صلبٍ ذي لون فضّي برّاق مائل قليلاً إلى الزرقة؛[107] وهو من الفلزّات غير النبيلة، إذ عند التماس مع الهواء الرطب يفقد الرصاص بريقه ويصبح ذي مظهر باهت، وتعتمد صبغة اللون على الشروط المحيطة؛ وهو يترك خدشاً ذي لون رمادي مزرق على الورق؛ وكان يستعمل فيما مضى للكتابة ومن ذلك أتت تسمية قلم رصاص، والمستخدمة للآن رغم أنّ المادّة المستخدمة حالياً هي من الغرافيت. تبلغ قيمة كمون القطب الكهربائي للرصاص −0.13 فولت؛[108] وهو فلز ذي مغناطيسية معاكسة وهو قابل للسحب والطرق،[109] وله مقاومة للتآكل بسبب خاصّية التخميل.[110]

الرصاص من الفلزّات الثقيلة، إذ يتميّز بأنّه ذي كثافة مرتفعة، والتي تعود إلى البنية المتراصة وفق النظام البلّوري المكعّب مركزيّ الوجوه، بالإضافة إلى الوزن الذرّي المرتفع.[111] تبلغ كثافة الرصاص مقدار 11.34 غ/سم^3 وهي بذلك أكبر من كثافة الفلزّات الشائعة مثل الحديد (7.87 غ/سم^3) والنحاس (8.93 غ/سم^3) والزنك (7.14 غ/سم^3).[112] هناك بعض الفلزّات النادرة ذات كثافة أعلى من الرصاص من ضمنها التنغستن والذهب (كلاهما ذي كثافة 19.3 غ/سم^3) وكذلك الأوزميوم أكثر الفلزّات المعروفة كثافةً بمقدار (22.59 غ/سم^3)، وهي قيمة تبلغ حوالي ضعف كثافة الرصاص.[113] تبلغ قيمة ثابت الشبكة في البنية البلّورية المكعّبة للرصاص مقدار 0.4950 نانومتر (4.95 أنغستروم)؛[114] مع وجود 4 وحدات صيغة في كلّ وحدة خليّة.[115]



البنية البلّورية المكعّبة للرصاص (a=495 pm).

الرصاص النقيّ فلزّ طريّ، إذ تبلغ صلادته وفق مقياس موس 1.5، بحيث يمكن خدشه بظفر اليد.[116] تبلغ قيمة معامل الحجم للرصاص (وهي مقياس مدى قدرة المادّة على الانضغاط) 45.8 غيغاباسكال (GPa)؛ وللمقارنة فإنّ قيمتها بالنسبة للألومنيوم تبلغ 75.2 غيغاباسكال وللنحاس 137.8 غيغاباسكال، في حين أنّها للفولاذ الكربوني 160–169 غيغاباسكال.[117] تعدّ قيمة مقاومة الشدّ للرصاص منخفضة نسبياً (تتراوح بين 12–17 ميغاباسكال)، وهي أقلّ بستّ مرات من قيمتها للألومنيوم، وبعشر مرّات من النحاس، وبحوالي 15 مرّة من الفولاذ الكربوني. يمكن على العموم رفع قيمتها بالنسبة للرصاص عند إضافة كمّيات صغيرة من النحاس أو الإثمد.

تبلغ نقطة انصهار الرصاص 327.5 °س،[118] وهي منخفضة نسبياً بالمقارنة مع باقي الفلزّات؛[111] أمّا نقطة الغليان فتبلغ 1749 °س[118] وقيمتها هي الأخفض من بين عناصر مجموعة الكربون. للرصاص مقاومية كهربائية 192 نانوأوم-متر، وهي بذلك أكبر بحوالي قيمة أسّية من قيمة مقاومية الفلزّات الصناعية المعروفة (النحاس: 15.43 والذهب 20.51 والألومنيوم 24.15).[119]؛ بالتالي فللرصاص موصلية كهربائية أقلّ من الفلزّات المذكورة، فقيمتها عند الرصاص 4.8 · 10^6 سيمنز/متر، في حين أنّها للفضّة 62 · 10^6 S/m على سبيل المثال.[120] الرصاص موصل فائق عند درجات حرارة أدنى من 7.19 كلفن،[121] وهي بذلك أعلى نقطة حرجة من بين الموصلات الفائقة من النمط الأول، وثالث أعلى قيمة من بين الموصلات الفائقة العنصرية.[122]

الخواص الكيميائية [عدل]

تحوي ذرّة الرصاص على 82 إلكتروناً موزّعة على التشكيل التالي: [Xe]4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^2. إنّ مجموع طاقتي التأيّن الأولى والثانية للرصاص مقارب في قيمته من القيمة المقابلة للقصدير، وهو العنصر الذي يعلو الرصاص في مجموعة الكربون، وهو أمرٌ غير اعتيادي، إذ أنّ طاقات التأيّن عادةً ما تتناقص نزولاً في مجموعات الجدول الدوري. يعود ذلك التقارب في قيم طاقات التأيّن بين عنصري القصدير والرصاص إلى ظاهرة الانكماش اللانثانيدي، وهو تناقص في قيمة نصف القطر الذرّي في دورة اللانثانيدات (من عنصر اللانثانوم ذي العدد الذري 57 إلى عنصر اللوتيشيوم ذي العدد الذري 71)، ومع وجود نصف قطر ذرّي صغير نسبياً من عنصر الهافنيوم (72) إلى نهاية الدورة)؛ وذلك بسبب الحجب الضعيف على نوى تلك العناصر من الإلكترونات 4f. تبدو تلك الظاهرة بشكل أوضح عند جمع طاقات التأيّن الأربع الأولى للعنصرين، حيث إنّ مجموعها أعلى في الرصاص من نظيره في القصدير.[123] يمكن تفسير تلك الظاهرة وفق مبادئ كيمياء الكم النسبية؛[124] مثل مبدأ تأثير الزوج الخامل، إذ أن الإلكترونات 6s في الرصاص صعبة التأيّن ولا تساهم في الترابط الكيميائي، وهذا السبب الذي يجعل المسافة بين ذرّات الرصاص في الشبكة البلورية كبيرة نسبياً.[125]

يكون لمجانسات الرصاص الخفيفة في مجموعة الكربون متآصلات مستقرّة أو شبه مستقرّة يكون لبعضها بنية الألماس المكعّبة ذات رابطة تساهمية رباعية السطوح، وذلك لأنّ مستويات الطاقة في المدارات الذرّية s و p متقاربة بشكل يسمح تهجينها إلى مدارات sp^3؛ في حين أنّ تأثير الزوج الخامل في الرصاص يزيد المسافة بين المدارات s

يعطي اختبار اللهب للرصاص لون أزرق باهت.

p بحيث لا يمكن التغلّب على تلك الفجوة الطاقية.[126] بالمقابل فإنّ الرصاص فلزّ، وذلك يتوافق مع ازدياد الخواص الفلزّية للعناصر نزولاً في مجموعات الجدول الدوري؛[127] ولذلك فإنّ ذرّات الرصاص تترابط فيما بينها برابطة فلزّية تساهم فيها الإلكترونات p فقط غير المتمركزة والمتشارَكة بين أيونات الرصاص الثنائي Pb^{+2}؛ ووفقاً لذلك فإنّ البنية البلّورية للرصاص تكون حسب نظام مكعّب مركزيّ الوجوه،[128] وذلك بشكل مماثل للعناصر ثنائية التكافؤ القريبة في قياس الذرّة،[129] مثل الكالسيوم والسترونشيوم.[130]

يتأكسد الرصاص عند تعرّضه للهواء الرطب ويشكّل طبقة واقية ذات تركيب متفاوت تجمع بين أكاسيد الرصاص ومركّبات أخرى، من بينها كربونات الرصاص الثنائي (الإسفيداج)، والذي يعدّ أحد المكوّنات الشائعة لها؛[131][132][133] كما يمكن لكبريتات أو كلوريد الرصاص الثنائي أن تكون داخلةً في تركيب تلك الطبقة، وخاصةً في التجهيزات المدنية أو البحرية.[134] تجعل تلك الطبقة من الرصاص خاملاً في الهواء؛[134] وبالمقابل فإنّ مسحوق الرصاص الناعم يشتعل تلقائياً،[135] وذلك بلهب أزرق باهت.[136]

يتفاعل الفلور مع الرصاص عند درجة حرارة الغرفة مشكّلاً فلوريد الرصاص الثنائي؛ في حين أنّ التفاعل مع الكلور يتطلّب تسخيناً، إذ أنّ دخول الكلوريد في تركيب الطبقة على الرصاص يقلّل من تفاعليته.[134] يتفاعل مصهور الرصاص مع الكالكوجينات (عناصر مجموعة الأكسجين) ليعطي كالكوجينيدات الرصاص الثنائي.[137]

يستطيع الرصاص الفلزّي مقاومة أثَر حَمضَي الكبريتيك والفوسفوريك، ولكن ليس في حالة حمض النتريك، لأنّ ملح نترات الرصاص قابل للانحلال؛ إذ تعتمد نتيجة مقاومة الرصاص للانحلال في الحموض على عدم الانحلالية وعلى التخميل اللاحق للملح الناتج.[138] بالمقابل، تستطيع المحاليل القلويّة المركّزة أن تذيب الرصاص مشكّلةً بذلك أملاح الرصاصيت.[139]

المركّبات الكيميائية [عدل]

للرصاص حالَتا أكسدة رئيسيتان، وهما +2 و+4؛[134] ويعود ذلك إلى تأثير الزوج الخامل؛ والذي يبرز بشكل واضح عند وجود فرق كبير في الكهرسلبية بين الرصاص وبين أنيونات الأكسيد أو الهاليد أو النتريد مسبّباً وجودَ شحنةٍ كهربائية جزئية موجبة ظاهرة على الرصاص. هناك فرق كبير نسبياً بين كهرسلبية الرصاص الثنائي (قيمتها 1.87) والرصاص الرباعي (قيمتها 2.33).[140] في حالة الفرق الكبير في الكهرسلبية يؤدّي تأثير الزوج الخامل إلى حدوث انكماش أكبر لمدار 6s في الرصاص أكثر ممّا هو الحال في مدار 6p؛ ممّا يجعل مساهمة الإلكترونات في المدار 6s غير مفضّلاً، ولذلك تكون السمة السائدة في مركّبات الرصاص الأيونية أنّها ثنائية التكافؤ. بالمقابل، فإنّ تأثير الزوج الخامل أقلّ تطبيقاً في مركّبات الرصاص التساهمية، حيث يتشارك الرصاص بالرابطة مع عناصر مقاربة في الكهرسلبية مثل الكربون في مركّبات الرصاص العضوية، والتي تكون فيها المدارات 6s و6p متقاربة، ممّا يتيح حدوث تهجين مداري على النمط sp^3؛ إذ أنّ الرصاص كما الكربون يكون رباعي التكافؤ في تلك المركّبات.[141] يمكن للرصاص أن يشكّل سلسلة من ذرّات الرصاص المترابطة مع بعضها تساهمياً، وتلك خاصّيّة يتشارك بها مع مجانساته الأخفّ في مجموعة الكربون؛ إلّا أنّ مدى طول السلسلة أقصر بكثير مما تفعله باقي تلك العناصر، وذلك لأنّ طاقة الرابطة Pb–Pb أصغر بأكثر بثلاث مرّات من طاقة الرابطة C–C.[137] يمكن أن يصل طول سلسلة الرصاص إلى ثلاث ذرّات كحدّ أقصى.[142]

أكسيد الرصاص الثنائي.

اللاعضوية [عدل]

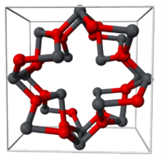
الرصاص الثنائي

إنّ مركّبات الرصاص الثنائي هي السائدة في الكيمياء اللاعضوية لهذا العنصر؛ إذ أنّه حتى المؤكسدات القويّة مثل الفلور أو الكلور تتفاعل مع الرصاص لتعطي فقط هاليدات الرصاص الثنائي الموافقة PbF_2 و$PbCl_2$.[134] عادةً ما تكون أيونات الرصاص الثنائي عديمة اللون في محاليلها،[143] وهي ليست ذات صفة اختزالية مثلما هو الحال مع أيونات القصدير الثنائي؛ وهي تتحلمه جزئياً لتشكّل $Pb(OH^+)$، ثمّ لاحقاً لتعطي في النهاية $[Pb_4(OH)_4]^{+4}$ (والذي تشكّل فيه أيونات الهيدروكسيل ربيطات جسرية.[144][145])

يوجد أكسيد الرصاص الثنائي (أو أحادي أكسيد الرصاص) في الحالة الطبيعية على شكلين مختلفين؛ الأوّل يدعى «مرتك» (أو المرداسنج) وهو الشكل ألفا α-PbO من الأكسيد وهو ذو لون أحمر؛ أمّا الثاني فهو الشكل بيتّا β-PbO ويدعى «ماسيكوت» (أو الإسفيداج المكلس) وهو ذو لون أصفر. يعدّ الشكل ألفا (مرتك) الأكثر شيوعاً، إذ أنّ الشكل بيتّا (الماسيكوت) مستقرّ عند درجات حرارة تفوق 488 °س.[146]

لا يمكن عملياً الحصول على ملح هيدروكسيد الرصاص الثنائي $Pb(OH)_2$؛ إذ يؤدّي رفع pH محاليل أملاح الرصاص الثنائي إلى حدوث تفاعل حلمهة،[147] ويترسّب جرّاء ذلك ملح كربونات الرصاص القاعدية $2PbCO_3·Pb(OH)_2$،[148] والمعروف باسم «أبيض الرصاص». أمّا كربونات الرصاص الثنائي (الإسفيداج) $PbCO_3$ فهو مركّب معروف، ويدخل في تركيب الطبقة الواقية على الرصاص.

يشكّل الرصاص الثنائي مختلف أملاح الكالكوجنيد حتى الثقيلة منها؛ فمركّب كبريتيد الرصاص الثنائي PbS معروف، وهو من أشباه الموصلات وله ناقلية ضوئية، ويستخدم في تركيب مكاشيف الأشعّة تحت الحمراء الحسّاسة، ويوجد طبيعياً على شكل معدن غالينا؛ أمّا سيلينيد الرصاص PbSe وتيلوريد الرصاص PbTe فلها ناقلية ضوئية أيضاً، وتتميّز أنّها ذات درجات لونية فاتحة بخلاف العادة.[149]



الرصاص والأكسجين في وحدة خليّة أكسيد الرصاص الثنائي والرباعي.

إنّ هاليدات الرصاص الثنائي هي مركّبات معروفة ومدروسة الخواص، وهي تشمل أملاح الفلوريد PbF_2 (والذي كان من أوّل المركّبات الأيونية التي اكتشفت فيها خواص الناقلية الأيونية من مايكل فارادي سنة 1834.[150]) والكلوريد $PbCl_2$ والبروميد $PbBr_2$ واليوديد PbI_2؛ وحتّى ملح الأستاتيد،[151] بالإضافة إلى المركّبات بين الهالوجينية مثل مركّب PbFCl الذي يستخدم في إحدى طرق التحليل الوزني للفلور. تتفكّك هاليدات الرصاص الثنائي عند التعرّض للأشعّة فوق البنفسجية، وخاصّةً ثنائي يوديد الرصاص.[152] للرصاص الثنائي قدرة جيّدة على تشكيل العديد من المعقّدات التناسقية مع أملاح الهاليدات مثل $[PbCl_4]^{-2}$ و $[PbCl_6]^{-4}$.[152] كذلك فإنّ مركّبات الهاليدات الزائفة للرصاص الثنائي معروفة، ومنها ملح الثيوسيانات $Pb(SCN)_2$ على سبيل المثال.[149][153]

إنّ كبريتات الرصاص الثنائي $PbSO_4$ غير منحلّة في الماء، مثلما هو الحال مع كبريتات كاتيونات الفلزّات الثقيلة ثنائية التكافؤ؛ بالمقابل فإنّ أملاح النترات $Pb(NO3)_2$ ذات انحلالية جيّدة في الماء، ولذلك فإنّها تستخدم مخبرياً في تحضير مركّبات الرصاص الأخرى.[154]

من بين المركّبات الأخرى المعروفة للرصاص الثنائي كلّ من أملاح الفوسفات $Pb_3(PO_4)_2$ والزرنيخات $Pb_3(AsO_4)_2$ والزرنيخات الهيدروجينية $PbHAsO_4$ والكرومات $PbCrO_4$ والسيليكات $PbSiO_3$ وسداسي فلورو السيليكات $Pb[SiF_6]$ والبيركلورات $Pb(ClO_4)_2$ والسيلينات $PbSeO_4$ والتيتانات $PbTiO_3$ والتنغستات $PbWO_4$ وكذلك الأزيد $Pb(N_3)_2$ بالإضافة إلى الأملاح المزدوجة مثل تيتانات زركونات الرصاص وغيرها.

الرصاص الرباعي

من النادر وجود مركّبات لاعضوية للرصاص الرباعي، وهي تتشكّل فقط في أوساط المحاليل المؤكسدة القويّة، ولا توجد على شكل مركّبات صلبة في الشروط القياسية.[155] يمكن لأكسيد الرصاص الثنائي أن يتأكسد بشكل أكبر ممّا هو عليه، ولكن إلى أكسيد الرصاص الثنائي والرباعي $2PbO·PbO_2$ والذي يمكن كتابة صيغته على الشكل Pb_3O_4؛ وله لون أحمر فاقع، ويسمّى أحمر الرصاص. أمّا أكسيد الرصاص الرباعي PbO_2 فهو ذو لون أسود؛ وهو مؤكسد قويّ، إذ بإمكانه أن يؤكسد الكلوريد في حمض الهيدروكلوريك إلى غاز الكلور،[156] وذلك لأنّ رباعي كلوريد الرصاص المفترض تشكّله غير مستقرّ، ويتفكّك تلقائياً إلى ثنائي كلوريد الرصاص $PbCl_2$ وغاز الكلور Cl_2.[157] بشكلٍ مشابه لأكسيد الرصاص الثنائي الذي يشكّل أملاح الرصاصيت فإنّ أكسيد الرصاص الرباعي يشكّل أملاح الرصاصات، وذلك عند المعالجة بالقلويات.

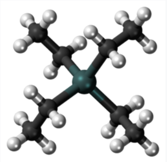
من مركّبات الرصاص الرباعي اللاعضوية المستحصلة كلّ من كبريتيد الرصاص الرباعي (ثنائي كبريتيد الرصاص) PbS_2،[158] وسيلينيد الرصاص الرباعي (ثنائي سيلينيد الرصاص)$PbSe_2$،[159] المستقرّان عند ضغوط مرتفعة فقط. وهناك أيضاً فلوريد الرصاص الرباعي (رباعي فلوريد الرصاص) PbF_4، وهو الهاليد الوحيد المستقرّ للرصاص الرباعي، رغم أنّه أقلّ استقراراً من ثنائي الفلوريد؛ أمّا باقي الهاليدات مثل كلوريد الرصاص الرباعي (رباعي كلوريد الرصاص) $PbCl_4$ فهي غير مستقرّة وتتفكّك تلقائياً.[160]

حالات أكسدة أخرى

يمكن الحصول على الرصاص الثلاثي (III) في بعض الحالات، وذلك في بعض معقّدات الرصاص العضوية التناسقية الضخمة، ولكنّها حالة غير مستقرّة، إذ توجد في العادة على شكل جذري وسرعان ما تتحوّل إلى إحدى حالتي الرصاص المستقرّة.[161][162][163] ينطبق الأمر ذاته على حالة أكسدة الرصاص الأحادية (I) والتي توجد فقط في المعقّدات الجذرية.[164]

يمكن الحصول على حالة أكسدة كسرية للرصاص في مزائجه الأكسيدية فقط، فمثلاً يُستحصَل على الأكسيد الأحادي النصفي Pb_2O_3 عند ضغوط مرتفعة مع مزائج أكسيدية أخرى. كما يمكن في بعض الحالات الحصول على حالة أكسدة سالبة القيمة للرصاص، وذلك في مركّبات طور زنتل بين الفلزّية، مثل مركّب Ba_2Pb الذي يكون فيه الرصاص نظرياً بحالة أكسدة -4؛[165] أو في بعض المعقّدات الأيونية العنقودية مثل Pb_5^{-2} التي لها بنية جزيئية هرمية مزدوجة ثلاثية، تكون فيها ذرّتا رصاص في حالة الأكسدة -1 والذرّات الثلاث المتبقية في حالة الأكسدة الصفرية الحرّة (0).[166] في أمثال تلك الأنيونات تكون كلّ ذرّة متموضعة على رأس المضلّع وتساهم بإلكترونين لكل رابطة تساهمية على الضلعين المجاورين من مدارات sp^3، أمّا الإلكترونين الآخرَين فيبقيان على شكل زوج غير رابط.[144] يمكن الحصول على أمثال حالات الأكسدة السالبة للرصاص بالاختزال بواسطة الصوديوم في وسط من الأمونيا.[167]

العضوية [عدل]



بنية جزيء رباعي إيثيل الرصاص:

■	كربون
□	هيدروجين
■	رصاص

يشكّل الرصاص مع الكربون مركّبات عضوية فلزّية، وهي ذات استقرار أقلّ من المركّبات العضوية الشائعة،[168] وذلك بسبب ضعف الرابطة رصاص-كربون Pb–C؛[144] ممّا يجعل الكيمياء العضوية الفلزية للرصاص أقلّ أهمّيّة من نظيرتها في القصدير على سبيل المثال.[169] في مركّباته العضوية يكون الرصاص غالباً بحالة الأكسدة العليا +4، رغم وجود بعض مركّبات الرصاص الثنائي العضوية؛ ومن أمثلتها: أسيتات الرصاص الثنائي $Pb(C_2H_3O_2)_2$ (الذي كان يعرف سابقاً باسم سكّر الرصاص) وبلمبوسين $Pb(\eta^5\text{-}C_5H_5)_2$.[169] تمتلك مركّبات الرصاص العضوية لذلك صفة مؤكسدة، كما هو الحال مع أسيتات الرصاص الرباعي وهو كاشف مهمّ للأكسدة في تفاعلات الاصطناع العضوي.[170]

يستطيع الرصاص أن يناظر الكربون في تشكيله للميثان وذلك بمركّب البلومبان (رصاصان)، وهو رباعي هيدريد الرصاص PbH_4، وهو غير مستقرّ ويمكن الحصول عليه نظرياً من مفاعلة الرصاص مع الهيدروجين بوجود حفّاز مناسب.[171] بالمقابل، فإنّ من أشهر مركّبات الرصاص العضوية المستقرّة كلّ من رباعي ميثيل الرصاص $Pb(CH_3)_4$ ورباعي إيثيل الرصاص $Pb(C_2H_5)_4$، والتي لا تتفكّك إلا عند تعريضها للحرارة،[172] أو بتعريضها للأشعّة فوق البنفسجية؛[173] وكذلك مركّب رباعي فينيل الرصاص، الذي يتفكّك عند الدرجة 270 °س.[169] يمكن تشكيل مركّبات الرصاص العضوية من مفاعلة الرصاص أولاً مع الصوديوم، ثم بالمفاعلة مع هاليدات الألكيل في وسط مناسب.[174] وكان أكثرها تحضيراً مركّب رباعي إيثيل الرصاص،[169] إذ كان يستخدم ضمن الإضافات لوقود السيارات قبل منعه لسمّيّته. أمّا باقي مركّبات الرصاص العضوية فهي غير مستقرّة؛[168] والكثير منها لا يمكن تحضيره بالمقارنة مع العناصر الأخرى.[171]

التحليل الكيميائي [عدل]

يمكن الكشف عن الرصاص إمّا باستخدام الأساليب التقليدية أو بوسائل التحليل الآلي الحديثة.

الكشف عن الرصاص بالترسيب

يمكن الكشف عن أيونات الرصاص في المحاليل المائية بإجراء تفاعل ترسيب لأملاح الرصاص، ومن بين تفاعلات الكشف تلك تفاعل ترسيب الرصاص على شكل ملح يوديد الرصاص الثنائي أصفر اللون:

$$\mathbf{Pb^{2+} + 2\,I^- \longrightarrow PbI_2 \downarrow}$$

يمكن أن يُجرَى التفاعل مع أملاح أخرى للرصاص، مثل ملح كبريتيد الرصاص الثنائي أسود اللون،[175] أو ملح كرومات الرصاص أصفر اللون.[176]

مطيافية الامتصاص الذري

تعدّ تقنية مطيافية الامتصاص الذري، إمّا عبر أنبوب الغرافيت أو الكوارتز، من أفضل الأساليب للكشف عن الكمّيّات النزرة القليلة من الرصاص؛ حيث يمكن أن يصل الحد الأدنى للكشف إلى 4.5 نانوغرام/مل. عادةً ما يُعالَج الرصاص مع بورهيدريد الصوديوم للحصول على هيدريد الرصاص الثنائي المتطاير، والذي يجمع في كويب مخبري ثم يُسخَّن كهربائياً إلى درجات حرارة تتجاوز 900 °س؛ وعندئذٍ تَتَذَرَّر العيّنة، ويمكن الكشف عن الرصاص حينها باستخدام مصباح المهبط المجوف، حيث يبدي الرصاص امتصاصية عند 283.3 نم. يمكن أن تُجرَى عمليّة التذرير باستخدام مزيج من شعلة مزيج من الهواء والأسيتيلين أو بلازما أشعّة الميكرويف.[177]

مطيافية الانبعاث الذري

لإجراء التحاليل على عيّنات الرصاص باستخدام تقنية مطيافية الانبعاث الذري (AES) يتمّ في العادة استخدام البلازما، إمّا من بلازما أشعّة الميكروييف (MIP-AES) أو بلازما الأرغون المقترنة بالتحريض (ICP-AES). عادةً ما يتمّ الكشف عن الرصاص عند أطوال موجة 283.32 نم و405.78 نم. تكون مستويات حدّ الكشف في هذه التقنية منخفضة أيضاً؛ فعلى سبيل المثال جرى الكشف باستخدام MIP-AES عن أيونات ثلاثي ميثيل الرصاص $(CH_3)_3Pb^+$ بتراكيز دنيا وصلت إلى 0.19 بيكوغرام/غ؛[178] في حين أنّ استخدام أسلوب ICP-AES مكّن من تحليل آثار من الرصاص في مياه الشرب ذات تركيز مُتَدَنٍّ وصل إلى 15.3 نانوغرام/مل.[179][180]

مطيافية الكتلة

يمكن استخدام التقنيات المختلفة في مطيافية الكتلة لتحليل آثار من الفلزّات باستخدام البلازما المقترنة بالتحريض مصدراً للأيونات، فعلى سبيل المثال يصل حدّ الكشف عن الرصاص في عيّنة بول إلى 4.2 بيكوغرام/غرام.[181]

القياس الضوئي

تعدّ طريقة الديثيزون أكثر طرق الكشف عن الرصاص بواسطة القياس الضوئي شيوعاً. ديثيزون هو مركب عضوي عطري يستخدم ربيطةً ثنائية السن، ويشكّل مع أيونات الرصاص عند مجال pH يتراوح بين 9–11.5 معقّداً تناسقياً أحمر اللون له امتصاصية عند 520 نانومتر. من مشكلات هذا الأسلوب تداخل أيونات البزموت والثاليوم في التحليل، لذلك ينبغي ترسيبها أو استخلاصها أولاً.[182][183][184]

القياس الفولتي

تستخدم تقنيات القياس الفولتي المختلفة في تحليل آثار الرصاص، وذلك بتراكيز دنيا من حدّ الكشف تصل إلى 50 بيكومول في اللتر.[185][186]

الأثر الحيوي [عدل]

مقالة مفصلة: التسمم بالرصاص

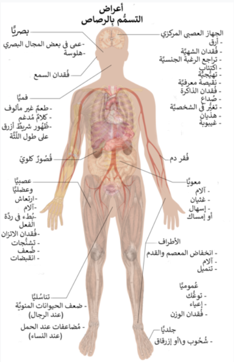
لا يوجد للرصاص دورٌ حيوي مؤكّد، ولا يوجد مستوى أمان مؤكّد للتعرّض للرصاص.[187][188][189] خَلُصت دراسةٌ أجريت عام 2009 إلى أنّ "التعرّض لمستويات تعتبر آمنة بشكلٍ عام من الرصاص قد يؤدّي إلى نتائج سلبية على الصحّة العقلية".[190] متوسّط مستوى وجود الرصاص في جسم الإنسان البالغ حوالي 120 ميليغراماً،[191] ومن المعادن الثقيلة التي توجد بنسب أكبر في جسم الإنسان الزنك (2500 ميليغراماً) والحديد (4000 ميليغراماً) .[192] كما يتمّ امتصاص أملاح الرصاص بكفاءة عالية في جسم الإنسان.[193] تُخزَّن نسبة قليلة من الرصاص (أي 1% في العظام)؛ أمّا الكمّيّة الباقية فتفرَز مع البول والبراز في غضون أسابيع قليلة من دخولها للجسم. يؤدّي التعرّض المستمرّ إلى التراكم الحيوي للرصاص.[194]

السمّيّة [عدل]

الرصاص معدنٌ سامّ للغاية (سواء أكان ذلك باستنشاقه أم بابتلاعه)، ما يؤثّر على كلّ أجهزة جسم الإنسان وأعضائه تقريباً.[195] في حال وصول التراكيز منه في الجوّ إلى مستويات تصل إلى 100 ملغ/م ^{3} فإنّها تعدّ ذات خطورة فورية للحياة أو الصحة.[196] معظم الرصاص الذي يتمّ ابتلاعه يُمتصّ إلى مجرى الدمّ.[197] السبب الرئيسي للسمّيّة هو ميله لتغيير أداء الإنزيمات. حيث يقوم بالارتباط بالثيولات الموجودة في العديد من الإنزيمات،[198] أو تقليد المعادن الأخرى التي تدخل عاملاً مرافقاً في العديد من التفاعلات الإنزيمية.[199] من بين المعادن الأساسية التي يتفاعل الرصاص معها الحديد والكالسيوم والزنك.[200] تميل المستويات العالية من الكالسيوم والحديد إلى توفير بعض الحماية ضد التسمّم بالرصاص؛ لكنّ المستويات المنخفضة منهما تسبّب زيادة في التعرّض لسمّيّة الرصاص.[193]

التأثيرات [عدل]

يمكن أن يسبّب الرصاص أضرار بالغة للدماغ والكلى، الأمر الذي يؤدّي للموت في نهاية المطاف. يمكن أن يَعبُر الرصاص الحاجز الدموي الدماغي بتقليده عمل الكالسيوم. يعمل الرصاص على إتلاف أغمدة الميالين في العصبونات، ويقلّل عددها، كما يتداخل مع مسارات النواقل العصبية ويحدّ من نموّ الخلايا العصبية.[198] في جسم الإنسان، يثبّط الرصاص إنزيم بورفوبيلينوجين سينثاز وإنزيم فيروكيلاتيز فيمنع تكوّن البورفوبيلينوجين ويمنع اندماج الحديد مع بروتوبورفيرين 9، وهي آخر خطوة في عمليّة تركيب الهيم. يسبّب هذا كلّه تخليقاً غيرَ فعّال للهيم وحدوثَ فقر الدم الجزئي.[201]



مخطّط لجسم الإنسان يوضّح أعراض التسمّم بالرصاص حسب العضو

تتضمّن أعراض التسمّم بالرصاص اعتلال الكلى ومغص شبيه بآلام البطن وضعف في الأصابع والرسغين والكاحلين، وتحدث زيادة قليلة في ضغط الدم، لا سيّما لدى الأشخاص في منتصف العمر وكبار السن، لكن قد تكون الزيادة واضحة فتسبّب فقر الدم. وجدت العديد من الدراسات صلة وصلٍ بين زيادة التعرّض للرصاص وانخفاض معدّل ضربات القلب.[202] أمّا في النساء الحوامل، فقد يؤدّي التعرّض للرصاص بمستوياتٍ مرتفعة إلى الإجهاض. أمّا التعرّض المزمن للرصاص بمستويات مرتفعة فيقلّل الخصوبة عند الذكور.[203] بالنسبة لدماغ الطفل في طور النمو، يتداخل الرصاص مع تكوين التشابك العصبي في القشرة المخّية وتطوّر الجهاز العصبي (بما في ذلك النواقل العصبية)، وتنظيم القنوات الأيونية.[204] يتسبّب التعرّض للرصاص في الطفولة المبكرة بزيادة مخاطر اضطرابات النوم، أمّا في مراحل الطفولة المتأخّرة فيسبّب النعاس المفرط في النهار.[205] كما ترتبط مستويات الدم المرتفعة بتأخّر سنّ البلوغ عند الفتيات.[206] في القرن العشرين، تمّ الربط بين تباين التعرّض للرصاص (ارتفاعاً وانخفاضاً) الموجود في الجوّ الناتج عن احتراق رباعي إيثيل الرصاص في البنزين وبين تباين معدّلات الجريمة ارتفاعاً وانخفاضاً، ويعرف ذلك باسم «فرضية الرصاص-الجريمة» التي لم تكن مقبولة عالمياً.[207]

مصادر التعرّض [عدل]

أصبح التعرّض للرصاص مشكلةً عالمية منذ أن أصبح التعدين وصهر المعادن عمليّاتٍ صناعيةٍ رئيسية، بالإضافة إلى شيوع صناعة البطّاريات والتخلّص منها وإعادة تدويرها في العديد من دول العالم. يدخل الرصاص إلى الجسم عن طريق الاستنشاق أو الابتلاع أو امتصاص الجلد. الطريقة الأكثر شيوعاً هي استنشاق الرصاص إلى الجسم، أمّا بالنسبة للابتلاع فتتراوح نسبة حدوثه بين 20 - 70%، حيث يكون الأطفال أكثر عرضةً لابتلاع الرصاص من البالغين.[208][209]

ينتج التسمّم عادةً عند ابتلاع الطعام أو الماء الملوّث بالرصاص، أو ابتلاع تربة ملوّثة أو غبار أو طلاء يستخدم فيه الرصاص، وهي الحالات

الأقلّ شيوعاً.[210] قد تحتوي منتجات مياه البحر على الرصاص إذا تعرّضت لتلوّث بالمياه الصناعية الناتجة عن المنشآت القريبة.[211] يمكن أن تتلوّث الفواكه والخضراوات أيضاً بمستويات عالية من الرصاص الموجود في التربة التي تزرع فيها. وتتلوّث التربة من تراكم الجزيئات التي مصدرها الأنابيب والطلاء والانبعاثات المتبقية من البنزين المحتوي على الرصاص.[212]

يعتبر استخدام الرصاص لتصنيع أنابيب المياه أمراً جدلياً، خاصّةً في الدول التي فيها ماء يسر أو مياه حمضية.[213] يشكّل الماء العسر طبقةً غير قابلة للذوبان داخل الأنابيب؛ في حين يذيب الماء اليسر والماء الحمضي أنابيب الرصاص.[214] يؤدّي ثاني أكسيد الكربون الذائب في الماء المنقول بواسطة أنابيب مصنوعة من الرصاص إلى تكوين بيكربونات الرصاص القابلة للذوبان؛ قد يؤدّي الماء المشبَّع بالأكسجين إلى تذويب الرصاص على شكل هيدروكسيد الرصاص الثنائي. يمكن أن يسبب شرب هذه المياه، ومع مرور الوقت، مشاكل صحّيّة بسبب سمّيّة الرصاص المذاب. كلّما زاد محتوى الماء العسر من بيكربونات الكالسيوم وكبريتات الكالسيوم، كلّما زادت طبقة كربونات الرصاص وكبريتات الرصاص الواقية التي تتشكّل داخل الأنابيب.[215]

يعتبر دخول الدهانات المحتوية على الرصاص إلى الجسم المصدر الرئيسي للتعرّض بالنسبة للأطفال: من مصادر دخول الدهان إلى الجسم مضغ عتبات النوافذ القديمة المدهونة. أيضاً، عندما يبلى الدهان الجاف، فإنه يتقشّر ويتفتّت ويصبح بعضه غباراً، ثم يدخل إلى الجسم من خلال اليدين أو الطعام أو المشروبات الملوّثة. كما يؤدّي تناول بعض المواد التي تقدّم في الطب التقليدي إلى التعرّض لبعض مركّبات الرصاص.[216]

أمّا طريقة التعرّض الرئيسية الثانية فهي "الاستنشاق"، حيث يتأثّر بهذه الطريقة العمّال الذين يعملون بمهنٍ ترتبط بالرصاص ومركّباته،[197] والمدخّنون، حيث يحتوي دخان السجائر على نظائر الرصاص الإشعاعية، بالإضافة للعديد من المواد السامّة الأخرى.[217]

قد يكون تعرّض الجلد للرصاص خطيراً بالنسبة للأشخاص الذين يعملون بمركّبات الرصاص العضوية، حيث أنّ معدّل امتصاص الجلد للرصاص غير العضوي يكون أقلّ.[218]

العلاج [عدل]

طالع أيضًا: علاج بالاستخلاب

يتضمّن علاج التسمّم بالرصاص عادةً استخدام ديمركابرول وسوكيمير[219] قد تتطلّب الحالات الحادّة استخدام إيديتات كالسيوم ثنائي الصوديوم والكالسيوم بطريقة الاستخلاب، وأملاح ثنائي أمين الإيثيلين رباعي حمض الأسيتيك EDTA. إذ تكوّن تآلفاً أكبر مع الرصاص من الكالسيوم، فينتج عن ذلك خُلابة الرصاص التي تُفرَز خارج الجسم مع البول تاركةً خلفها الكالسيوم غير المؤذي.[220]

الأثر البيئي [عدل]

موقع لتجميع البطّاريات في داكار في السنغال، حيث توفّي 18 طفلاً على الأقلّ بسبب التسمّم بالرصاص عام 2008.

إنّ استخراج وإنتاج واستخدام الرصاص والتخلّص منه ومن منتجاته عملياتٌ تسبّبت بتلوّث التربة والمياه. وقد بلغت انبعاثات الرصاص إلى الجوّ ذروتَها أثناء الثورة الصناعية، وفترة استخدام البنزين المحتوي على الرصاص في النصف الثاني من القرن العشرين. تنتج انبعاثات الرصاص من مصادر طبيعية (أي تركيز الرصاص الطبيعي) والإنتاج الصناعي والحرق وإعادة التدوير وإعادة استخراج الرصاص المدفون سابقاً.[221] ولا يزال تركيز الرصاص مرتفعاً في التربة والرواسب في المناطق الصناعية والحضرية؛ تتضمّن الانبعاثات الناتجة عن الصناعة حرق الفحم الحجري[222]، الذي لا يزال متّبعاً في العديد من مناطق العالم، تحديداً في الدول النامية.[223] يمكن أن يتراكم الرصاص في التربة، خاصّةً تلك ذات المحتوى العضوي المرتفع، حيث يتبقّى فيها لمئات بل آلاف السنين. ينافس الرصاص البيئي غيره من المعادن التي وجدت في أو على سطح النباتات، ما قد يمنع عملية التركيب الضوئي ويؤثّر سلباً على نموّ النبات وبقائه إن وجد بتركيزات عالية بما فيه الكفاية. يؤدّي تلوّث التربة والنباتات بالرصاص إلى دخوله إلى السلسلة الغذائية، مما يؤثّر على الكائنات الحيّة الدقيقة والحيوانات.

إذا ابتُلع الرصاص من الحيوانات أو استُنشق أو امتصه الجلد، فإنه يسبّب سمّية في العديد من الأجهزة الحيوية، فيضرّ بالجهاز العصبي والكلى والتكاثر وتكوّن الدم وأنظمة القلب والأوعية الدموية[224] يتأثّر السمك بالرصاص من المياه والرواسب[225]، وبالتالي فإنّ التراكم الحيوي في السلسلة الغذائية يشكّل خطراً على الأسماك والطيور والثدييات البحرية.[226] يشمل الرصاص الاصطناعي ذلك المستخدم في طلقات الأسلحة وغطّاسات الصيد. وهذان من بين أقوى مصادر التلوّث بالرصاص إلى جانب مواقع إنتاج الرصاص.[227] تمّ حظر استخدام الرصاص في طلقات الأسلحة وغطّاسات الصيد في الولايات المتحدة عام 2017،[228] على الرغم من أنّ هذا الحظر استمرّ لمدّة شهر واحد فقط،[229] كما يُدرس مثل هذا الحظر حالياً في الاتّحاد الأوروبي.[230] تتضمّن الطرق التحليلية المتّبعة لتقدير نسب الرصاص في البيئة استخدام قياس الضوء الطيفي وفلورية الأشعة السينية والمطيافية الذرية والكيمياء الكهربائية. ومن المقايسات الحيوية المهمّة للتسمّم بالرصاص فحص مستويات حمض أمينوليفولينيك في بلازما الدمّ والمصل والبول.[231]

القيود والمعالجة [عدل]

حدث تحوّلٌ كبير في استخدام الرصاص بحلول منتصف ثمانينيات القرن الماضي. ففي الولايات المتحدة خفَّضَت اللوائح البيئية أو ألغت استخدام

الرصاص في المنتجات غير المتعلّقة بالبطارية، بما في ذلك البنزين والدهانات وشبكات المياه. وأمكن استخدام أجهزة تحكّم الجسيمات في محطّات توليد الطاقة التي تعمل بالفحم من أجل التقاط انبعاثات الرصاص.[222]

الاستخدامات [عدل]

الشكل الأوّلي العنصري [عدل]

قطع طوب من الرصاص (مخلوط بالأنتيمون بنسبة 4%) مستخدمة كدرع واقٍ من الإشعاعات.[232]

لمعدن الرصاص العديد من الخصائص الميكانيكية المفيدة، بما في ذلك الكثافة العالية، ونقطة الانصهار المنخفضة، والليونة، والخمول النسبي. تتفوّق العديد من المعادن على الرصاص في بعض هذه الخصائص، لكنّها أقلّ شيوعاً واستخراجها من خاماتها أكثر صعوبةً. ونظراً لسمّيّة الرصاص، فقد استبعد من بعض الصناعات والاستخدامات.[233]

استخدم معدن الرصاص في تصنيع طلقات الأسلحة منذ اختراعها في العصور الوسطى. نظراً لكونه غير مكلف ونقطة انصهاره منخفضة، فقد كان من المفضّل استخدامه لصنع ذخائر الأسلحة الصغيرة وقذائف الطلقات النارية الصغيرة بطريقة الصبّ وبمعدّات تقنية بسيطة؛ وذلك نظراً لكون كثافته أعلى من كثافة بعض المعادن الأخرى الشائعة، الأمر الذي ساعد في الحفاظ على تسارع المقذوفات. أمّا اليوم، فلا يزال الرصاص المادّة الأساسية لصناعة طلقات الأسلحة، ويستخدم لخلطه مع معادن أخرى لتصليبها.[37] أثيرت مخاوف من استخدام طلقات الرصاص في الصيد لمضارّها البيئية. لذا بدأت ولاية كاليفورنيا حظر استخدام طلقات الرصاص للصيد في تمّوز (يوليو) 2015.[234] يستخدم الرصاص في العديد من التطبيقات بفضل كثافته العالية ومقاومته للتآكل. فهو يستخدم في صناعة صابورة توازن القوارب الشراعية؛ إذ تتيح كثافته بالحدّ من مقاومة الماء، وبالتالي موازنة تأثير الرياح على الأشرعة.[235] كما يستخدم في التثقيل المتّبع في عمليات الغوص بجهاز التنفس المكتفي ذاتيا لمقاومة طفو الغطّاس.[236] عام 1993، تمّ تدعيم قاعدة برج بيزا المائل بحوالي 600 طنّ من الرصاص.[237] وبسبب مقاومته للتآكل، يُستخدم الرصاص كغمدٍ وقائي للكابلات تحت الماء.[238]

منحوتة من الرصاص المطلي بالذهب من القرن السابع عشر الميلادي

للرصاص استخدامات عديدة في صناعات البناء والتشييد؛ تستخدم صفائح الرصاص في الإنشاءات، وذلك في مواد تدعيم الأسقف، والتصفيح والحشوات المعدنية المانعة للتسرّب وفي صناعة المزاريب ووصلاتها وفي حواجز الأسقف.[239][240] تستخدم قوالب الرصاص المفصّلة في قطع الزخرفة المستخدمة لإصلاح صفائح الرصاص. كما لا يزال مستخدماً لصناعة التماثيل والمنحوتات.[241] بما في ذلك دعامات التماثيل.[242] في الماضي، كان الرصاص يستخدم عادةً في موازنة الإطارات؛ لكن توقّف استخدامه لهذا الغرض لأسباب بيئية.[73]

يضاف الرصاص إلى سبائك النحاس، كالنحاس الأصفر والبرونز، لتحسين إمكانية استخدامها في صناعة المياكن. ولكونه غير قابل للذوبان في النحاس عملياً، يشكّل الرصاص كريّات صلبة في السبيكة على هيئة حدّ حُبَيبيّ وهذا من عيوبه. في التركيزات المنخفضة وعند استخدامه مادة تشحيم، تعوق الكريّات تشكيل الرايش أثناء عمل السبائك، وبالتالي تستخدم سبائك الرصاص ذي التركيزات الأكبر في صناعة المحامل. يوفّر الرصاص خاصّية التشحيم، ودعم المحامل.[243]

كثافة الرصاص العالية وعدده الذرّي وقابليته على التشكيل جعلت منه مادة أساسية لتصنيع الحواجز التي تمتصّ الصوت والاهتزازات والإشعاع.[244] ليس للرصاص تردّدات صدى طبيعية؛[244] نتيجةً لذلك، تستخدم صفائح الرصاص في تركيب طبقات لتخفيت الأصوات في الجدران والأرضيات والأسقف في الاستديوهات الصوتية.[245][245] تصنع أنابيب الأرغن من سبائك الرصاص عادةً وذلك بمزجها بكمّيّات مختلفة من القصدير للتحكّم في نغمة كلّ أنبوب.[246][247]الرصاص مادّة مهمّة في صناعة الدروع الواقية من الإشعاعات المؤيّنة في الفيزياء النووية وغرف التصوير بالأشعّة السينية[248] وذلك بسبب كثافته ومعامل امتصاصه المرتفع. [249] يستخدم الرصاصُ المصهور مادّة تبريد في المفاعلات السريعة بتبريد الرصاص.[250]

أكبر استخدامات الرصاص في أوائل القرن 21 هو "بطاريات الرصاص الحمضية". حيث توفّر التفاعلات في البطّارية بين الرصاص وثاني أكسيد الرصاص وحمض الكبريتيك مصدراً جيّداً للجهد الكهربائي.[251] تمّ تركيب المكثّفات الفائقة التي تتضمّن بطاريات الرصاص الحمضية في تطبيقات تعتمد مقاييس الكيلووات والميغاوايت في أستراليا واليابان والولايات المتحدة لتنظيم التردّدات وتحويل الطاقة الشمسية وتطويع الرياح وتطبيقات أخرى.[252] تتميّز هذه البطاريات بكثافة طاقة أقلّ وكفاءة أكبر في تفريغ الشحنات من بطاريات أيونات الليثيوم، لكنّها أرخص بكثير.[253]

زجاج رصاصي

يستخدم الرصاص في كوابل الطاقة ذات الجهد العالي كمادّة تغليف لمنع انتشار المياه إلى العازل الكهربائي؛ إلّا أنّ استخدام الرصاص لهذا الغرض أصبح يتراجع تدريجياً.[254] كمّا أنّ استخدامه في سبائك لحام القصدير المستخدمة في الإلكترونيات تراجع في بعض الدول، وذلك بهدف تقليل كمّيّة النفايات الضارّة بالبيئة.[255] يعتبر الرصاص أحد ثلاثة معادن تستخدم في «اختبار أودي» المتّبع لفحص مواد المتاحف، التي تستخدم للكشف عن الأحماض العضوية والألدهيدات والغازات الحمضية.[256][257]

مركّباته [عدل]

إضافةً لتطبيقات معدن الرصاص الرئيسية، تعتبر بطّاريات الرصاص الحمضي أكبر مستهلك لمركّبات الرصاص. إذ تستخدم تفاعلات التخزين والإطلاق مركّبات كبريتات الرصاص الثنائي وأكسيد الرصاص الرباعي:

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 2H_2SO_4(aq) \rightarrow 2PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$$

أمّا التطبيقات الأخرى لمركّبات الرصاص فمتخصّصة جدّاً وفي طريقها للتلاشي. تستخدم عوامل التلوين التي يدخل الرصاص في تكوينها في تزجيج الخزف والزجاج، خاصّةً ظلال اللونين الأحمر والأصفر.[258] تمّ التخلّص من الألوان التي يدخل الرصاص في تكوينها في أوروبا وأمريكا الشمالية، لكنّها لا تزال مستخدمةً في الدول الأقلّ تقدّماً مثل الصين[259] والهند[260] وإندونيسيا.[261] تستخدم مركّبات رباعي أسيتيات الرصاص وثاني أكسيد الرصاص من العوامل المؤكسدة في الكيمياء العضوية. كما يستخدم الرصاص في طلاء الأسلاك الكهربائية مع كلوريد متعدد الفاينيل.[262][263] ويمكن استخدامه لمعالجة فتائل الشموع لضمان فترة احتراق أطول وأقوى. لكن وبسبب سمّيّته، يستخدم المصنّعون الأوروبيون والأمريكيون الشماليون الآن بدائل مثل الزنك.[264][265] يحتوي الزجاج الرصاصي على 12-28% أكسيد الرصاص الثنائي، الذي يعمل على تغيير خصائصه البصرية ويقلّل من انتقال الإشعاع المؤيّن.[266] تستخدم أشباه الموصلات القائمة على الرصاص مثل تيلوريد وسيلينيد الرصاص المستخدمان في خلايا الألواح الضوئية وأجهزة استكشاف الأشعة تحت الحمراء.[267]

في الحياة والثقافة العامة [عدل]

في اللغة [عدل]

في اللغة العربية

يسمّى الرصاص في اللغة العربية أيضاً باسم **الصَرَفان**.[268] وأمّا **الآنك** هو: **الأُسْرُبُّ**. وهو: الرصاص القلعيُّ، أو **القزدير**، أو الرصاص الأبيض، وقيل: الأسود، وقيل هو: الخالص منه.[269]

في اللغات الأجنبية

لكلمة «lead» في اللغة الإنجليزية أصلٌ يعود إلى الإنجليزية الوسطى من كلمة «leed»، والتي بدورها مشتقّة من الإنجليزية القديمة «lēad» (مع وجود علامة مكرون فوق حرف "e" للإشارة إلى مدّ الحرف).[270] أمّا الكلمة الإنجليزية القديمة فيفترض أنّها مشتقّة من اللغة الجرمانية البدائية «-lauda*»؛[271] والتي لا يوجد اتفاقٌ على أصلها اللغوي بين علماء اللسانيات. تقول إحدى الفرضيات أنّها مشتقّة من الهندية الأوروبية البدائية «-lAudh*»؛[272] في حين أنّ فرضية أخرى تقول أنّها مستعارة من الكلتية البدائية «-ɸloud-io*»، وهذه الكلمة لها صلة قرابة مع الكلمة اللاتينية «plumbum» التي أعطت العنصر رمزه الكيميائي **Pb**، كما أنّ كلمة «-ɸloud-io*» يعتقد أنها أصلُ كلمة «-bliwa*» الجرمانية البدائية، والتي هي أصل كلمة «Blei» في اللغة الألمانية (التي تعني رصاص).[273]

منذ العصر الكلاسيكي القديم ولفترات لاحقة (وصلت حتى إلى القرن السابع عشر) كان هناك خلطٌ بين عنصري القصدير والرصاص، ولذلك أصلٌ لغوي، فالرومان أسْمَوا الرصاص «plumbum nigrum» (رصاص أسود أو داكن)، في حين أنّهم أسموا القصدير «plumbum candidum» (رصاص ناصع). يمكن ملاحظة ذلك الترافق في لغات أخرى؛ فعلى سبيل المثال فإنّ كلمة «olovo» في اللغة التشيكية تعني «رصاص»، ولكن بالمقابل فإنّ اللفظ القريب «олово» (أولوفو) في اللغة الروسية يعني «قصدير».[274] وفي تداخل آخر يتمّ أحياناً الخلط بين الرصاص والإثمد؛ خاصّةً أنّ كلاً منهما يوجد على شكل معدن كبريتيدي (الغالينا والإستبنيت على الترتيب) وغالباً سويةً؛ ولذلك فقد أورد بلينيوس الأكبر وبشكلٍ خاطئ أنّ تسخين الاستيبنيت يعطي الرصاص بدل الإثمد.[275] ويمكن ملاحظة ذلك التداخل في بعض الدول مثل تركيا أو الهند حيث كلمة «surma» ذات الأصل الفارسي تشير إلى كبريتيد الإثمد أو كبريتيد الرصاص.[276] وفي بعض اللغات مثل الروسية فإنّ كلمة «сурьма» (سورما) تشير إلى عنصر الإثمد.[277]

في الثقافة العامة [عدل]

- ينتشر تقليد صبّ الرصاص في عددٍ من الثقافات؛ ففي بعض المجتمعات العربية يشيع صب الرصاص لصدّ عين الحسد أو إبطال السحر.[278] بالمقابل يستخدم صبّ الرصاص في الماء البارد في بعض المجتمعات الغربية مثل ألمانيا لمعرفة الطالع، خاصّةً يوم عيد رأس السنة الميلادية.[279]
- خلافاً للاعتقاد الشائع، لا توجد مادّة الرصاص بتاتاً في أقلام الرصاص الخشبية. عندما صُنعَت أقلام الرصاص أداةً للكتابة من مادّة الغرافيت

الملفوفة، كان نوع الغرافيت المستخدم آنذاك يعرف باسم "الرصاص الأسود" plumbago (ويعني الاسم حرفياً "تصرّف كالرصاص" أو "نموذج الرصاص").[280] كان الرصاص المعدني يترك أثراً على الألواح، ولذلك كان يستخدم في الكتابة؛ وعند اكتشاف الغرافيت واستخدامه لاحقاً في الكتابة وفي صناعة لب الأقلام بقيت النسبة للرصاص خطأً؛ رغم عدم احتواء قلم الرصاص على عنصر الرصاص، وهذا الخلط في التسمية موجود أيضاً في اللغة الألمانية (Bleistift) وفي اللغة الأيرلندية (peann luaidhe).

مراجع [عدل]

1. ^ Lead sling bullet.
2. ↑ أ ب Rich 1994، 4 صفحة.
3. ↑ أ ب ت ث Winder 1993b.
4. ^ History of Cosmetics.
5. ^ Toronto museum explores 2003.
6. ^ Yu & Yu 2004، 26 صفحة.
7. ^ Bisson & Vogel 2000، 105 صفحة.
8. ^ Rich 1994، 5 صفحة.
9. ^ United States Geological Survey 1973.
10. ↑ أ ب ت Hong et al. 1994، 43–1841 صفحات.
11. ^ de Callataÿ 2005، 72–361 صفحات.
12. ^ Ceccarelli 2013، 35 صفحة.
13. ^ Ossuaries and Sarcophagi.
14. ^ Rich 1994، 6 صفحة.
15. ^ Thornton, Rautiu & Brush 2001، 84–179 صفحات.
16. ^ Bisel & Bisel 2002، 60–459 صفحات.
17. ^ Retief & Cilliers 2006، 51–149 صفحات.

163. ^ Konu & Chivers 2011، 92–391 صفحة.
164. ^ Hadlington 2017، 59 صفحة.
165. ^ Röhr 2017.
166. ^ Alfsasser 2007، 63–261 صفحات.
167. ^ Greenwood & Earnshaw 1998، 393 صفحة.
168. ↑ أ ب Polyanskiy 1986، 43 صفحة.
169. ↑ أ ب ت ث Greenwood & Earnshaw 1998، 404 صفحة.
170. ^ Zýka 1966، 569 صفحة.
171. ↑ أ ب Wiberg, Wiberg & Holleman 2001، 918 صفحة.
172. ^ Toxicological Profile for Lead 2007، 287 صفحة.
173. ^ Polyanskiy 1986، 44 صفحة.
174. ^ Windholz 1976.
175. ^ Whitten, Gailey & David 1996، 5–904 صفحات.
176. ^ G. Jander, E. Blasius: *Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen*

المصادر مرتبة أبجدياً [عدل]

- Acton, Q. A., (2013) المحرر. *Issues in Global Environment—Pollution and Waste Management: 2012 Edition*. ScholarlyEditions. ISBN 978-1-4816-4665-9. مؤرشف من الأصل في 08 يوليو 2019.
- Agency for Toxic Substances and Disease Registry. "Information for the Community: Lead Toxicity" (MP4 webcast, 82 MB). 2017 اطلع عليه بتاريخ 11 فبراير 2019. مؤرشف من الأصل في 06 أغسطس 2019.
- Agency for Toxic Substances and Disease Registry (2017). "Lead Toxicity. What Are U.S. Standards for Lead Levels?". 2018 اطلع عليه بتاريخ 12 يونيو 2020. مؤرشف من الأصل في 12 مارس 2020.
- Alsfasser, R. (2007). *Moderne anorganische Chemie* [*Modern inorganic chemistry*] (باللغة الألمانية). Walter de Gruyter. ISBN 978-3-11-019060-1. مؤرشف من الأصل في 12 مارس 2020.
- American Geophysical Union (2017). "Human Activity Has Polluted European Air for 2000 Years". Eos Science News. 2019 مؤرشف من الأصل في 14 سبتمبر 2019.

وصلات خارجية [عدل]

- مقالة الرصاص على الموسوعة العربية

رصاص في المشاريع الشقيقة

صور وملفات صوتية من كومنز

دروس من ويكي الجامعة.

ع · ن · ت	الجدول الدوري	<

ع · ن · ت	مركبات الرصاص	v
الرصاص الثنائي Pb(II)	$PbBr_2$ · $Pb(C_2H_3O_2)_2$ · $PbCl_2$ · $PbCO_3$ · $PbCrO_4$ · PbF_2 · $PbHAsO_4$ · PbI_2 · $Pb(NO_3)_2$ · PbO · $Pb(OH)_2$ · $Pb_3(PO_4)_2$ · PbS · $Pb(SCN)_2$ · PbSe · $PbSO_4$ · PbTe · $PbTiO_3$ · $Pb_3(AsO_4)_2$ · $PbSiO_3$ · $Pb[SiF_6]$ · $Pb(ClO_4)_2$ · $PbSeO_4$ · $PbWO_4$ · $Pb(N_3)_2$	
الرصاص الثنائي والرباعي Pb(II,IV)	Pb_3O_4	
الرصاص الرباعي Pb(IV)	$Pb(C_2H_3O_2)_4$ · $PbCl_4$ · PbF_4 · PbH_4 · PbO_2 · PbS_2	

ضبط استنادي	BNE: XX529699 · BNF: cb119567697 (data) · GND: 4145879-5 · LCCN: sh85075435 · NARA: 10663134 · NARA: 10663134 · NDL: 00568006

معرفات كيميائية	***ECHA***: 100.028.273 · ***EC no.***: 231-100-4 · ***RTECS number***: OF7525000 · ***KEGG ID***: C06696 · ***ChEBI ID***: 27889 · ***CAS Number***: 7439-92-1 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID2024161 · ***ChemSpider ID***: 4509317 · ***PubChem CID***: 5352425 · ***ZVG number***: 8510 · ***NIOSH Pocket Guide ID***: 0368 · ***UNII***: 2P299V784P

بوابة الكيمياء **بوابة العناصر الكيميائية** **بوابة تعدين** **بوابة علم المواد**

هذه مقالةٌ مختارةٌ، اعتبارًا من نسخة 12 يونيو 2019 (قارن بالنسخة الحالية · صفحة النقاش · صفحة التصويت)

تصنيفات: رصاص | الصحة والسلامة المهنية | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | مخلات بالغدد الصماء | مركبات الرصاص | مسرطنات المجموعة 2B حسب تصنيف الوكالة الدولية لأبحاث السرطان | معادن عناصر طبيعية | ملوثات هواء خطرة

آخر تعديل لهذه الصفحة كان يوم 14 أكتوبر 2020، الساعة 02:09.

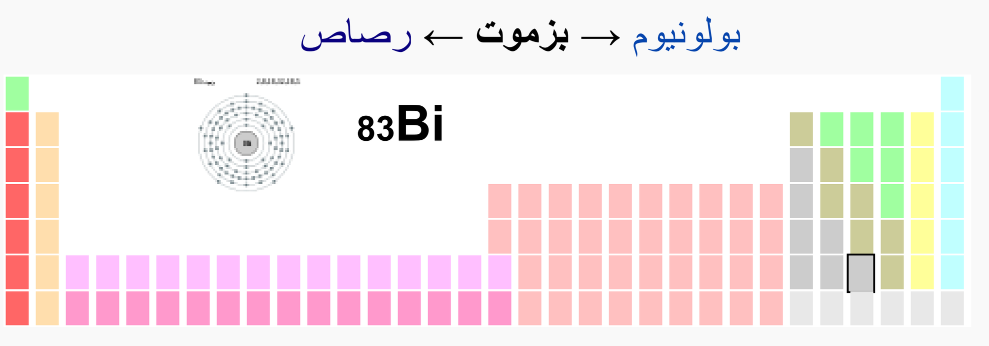
النصوص منشورة برخصة المشاع الإبداعي. طالع شروط الاستخدام للتفاصيل.

سياسة الخصوصية حول ويكيبيديا إخلاء مسؤولية نسخة المحمول المطورون إحصائيات بيان تعريف الارتباطات

بزموت

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

بولونيوم → **بزموت** → رصاص



المظهر	
فضي لمّاع	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بزموت، 83، Bi
تصنيف العنصر	فلز بعد انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 6، p
الكتلة الذرية	208.98040 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}\ 6p^{3}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 5 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	9.78 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	10.05 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	544.7 ك، 271.5 °س، 520.7 °ف
نقطة الغليان	1837 ك، 1564 °س، 2847 °ف
حرارة الانصهار	11.30 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	151 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	25.52 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	941	1041	1165	1325	1538	1835

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 5 (أكاسيده حمضية ضعيفة)
الكهرسلبية	2.02 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 703 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1610 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2466 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	156 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	148±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	207 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري ثلاثي[1]
المغناطيسية	مغناطيسية معاكسة
مقاومة كهربائية	1.29 ميكروأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	7.97 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	13.4 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	1790 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	32 غيغاباسكال
معامل القص	12 غيغاباسكال
معامل الحجم	31 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.33
صلادة موس	2.25
صلادة برينل	94.2 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-69-9

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البزموت

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{207}Bi	مصطنع	31.55 سنة	ε, β^{+}	2.399	^{207}Pb
^{208}Bi	مصطنع	368,000 سنة	ε, β^{+}	2.880	^{208}Pb
^{209}Bi	100%	$(19 \pm 2)\times 10^{18}$ سنة	α	3.14	^{205}Tl
^{210m}Bi	مصطنع	3.04×10^{6} سنة	IT	0.271	^{210}Bi

ع·ن·ت

البزموت (أو البزموث) عنصر كيميائي في الجدول الدوري يرمز له بالرمز **Bi**، وله العدد الذري 83.[2][3][4] جاءت تسميته من الألمانية « Weisse Masse » بمعنى الكتلة البيضاء. ينتمي البزموت إلى فصيلة الفلزات الضعيفة. لمدة طويلة كان يُخلط بينه وبين الرصاص أو القصدير حتى عام 1753 حيث استطاع كلود جيوفروي لو جون من أن يفصله عن الرصاص.

كل أملاح وأبخرة هذا المعدن تعتبر سامة.

محتويات [أخف]

خصائصه [عدل]

- عنصر كيميائي ثقيل، كتلته 209, رمزه Bi وعدده الذري 83 ينتسب لمجموعة نيتروجين
- معدن لونه وردي خفيف، ضعيف وثقيل نسبياً
- إنه ثاني أسوأ موصل للحرارة بعد الزئبق
- مقاومته الكهربائية كبيرة نسبيا بالنسبة لمعدن، وتزداد مع الحقل المغناطيسي، وهو معدن دايا مغنناطيسي
- يُعرف أنه أقل المعادن الثقيلة سمية
- يمتاز بكثافة أكثر في حالته السائلة من حالته الصلبة

استخداماته [عدل]

- كفاصم كهربائي : على شكل سبيكة بزموث وقصدير، والتي لها درجة انصهار منخفضة.
- كفاصم في الحماية من الحرائق .
- في الزجاجيات والسيراميك.
- في مواد التجميل.

اقرأ أيضا [عدل]

- قائمة الدول حسب إنتاج البزموت

بيبلوغرافيا [عدل]

This article incorporates text from a publication now in the public domain: Brown, R. D., Jr. "Annual Average Bismuth Price", USGS (1998)

- Greenwood, N. N. & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة 2nd). Oxford: Butterworth-Heinemann. ISBN 0-7506-3365-4.
- Krüger, Joachim; Winkler, Peter; Lüderitz, Eberhard; Lück, Manfred; Wolf, Hans Uwe (2003). "Bismuth, Bismuth Alloys, and Bismuth Compounds". *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Wiley-VCH, Weinheim. صفحات 171–189. doi:10.1002/14356007.a04_171.
- Suzuki, Hitomi (2001). *Organobismuth Chemistry*. Elsevier. صفحات 1–20. ISBN 978-0-444-20528-5. مؤرشف من الأصل في 12 أغسطس 2020.
- Wiberg, Egon; Holleman, A. F.; Wiberg, Nils (2001). *Inorganic chemistry*. Academic Press. ISBN 0-12-352651-5.

المراجع [عدل]

1. ^ Bismuth, mindat.org
2. ^ "معلومات عن بزموت على موقع id.ndl.go.jp". id.ndl.go.jp. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2020.
3. ^ "معلومات عن بزموت على موقع rcsb.org". rcsb.org. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن بزموت على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 29 نوفمبر 2018.

روابط خارجية [عدل]

- Laboratory growth of large crystals of Bismuth by Jan Kihle Crystal Pulling Laboratories, Norway
- Bismuth at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)
- Bismuth breaks half-life record for alpha decay
- Bismuth Crystals – Instructions & Pictures

في كومنز صور وملفات عن: بزموت

ع·ن·ت الجدول الدوري

ع·ن·ت مركبات البزموت

ضبط استنادي	BNE: XX544135 · BNF: cb12150872q (data) · GND: 4145722-5 · LCCN: sh85014436 · NDL: 00560691
معرفات كيميائية	*ECHA*: 100.028.343 · *NDF-RT ID*: N0000148861 · *PubChem CID*: 5359367 · *ChEBI ID*: 33301 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID3052484 · *CAS Number*: 7440-69-9 · *ZVG number*: 8520 · *ChemSpider ID*: 4514266 · *EC no.*: 231-177-4 · *UNII*: U015TT5I8H

بوابة علم طبقات الأرض · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة علم الأحجار الكريمة والمجوهرات · بوابة الفيزياء

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

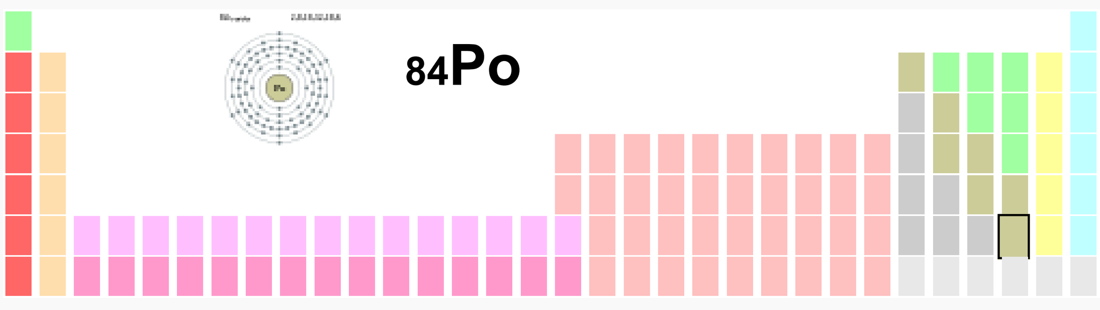
تصنيفات: بزموت | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | مجموعة النيتروجين | معادن ثلاثية الأوجه | معادن عناصر طبيعية | مواد خيميائية

بولونيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البولونيوم هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري يرمز له بـ **Po** وعدده الذري 84. يعد من أشباه الفلزات، وله نشاط إشعاعي نادر. وهو شبيه كيميائياً بعنصري التيلوريوم والبزموت.

أستاتين ← **بولونيوم** ← بزموت



المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بولونيوم، 84، Po
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 6، p
الكتلة الذرية	(209) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 6 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(ألفا) 9.196 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(بيتا) 9.398 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	527 ك، 254 °س، 489 °ف
نقطة الغليان	1235 ك، 962 °س، 1764 °ف
حرارة الانصهار	ca. 13 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	102.91 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.4 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)				(846)	1003	1236

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	6, **4**, 2, -2 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	2.0 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 812.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	168 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	140±4 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	197 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري مكعب
المغناطيسية	لا مغناطيسي
مقاومة كهربائية	(α) 0.40 ميكروأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	? 20 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	23.5 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
رقم CAS	7440-08-6
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر البولونيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{208}Po	مصطنع	2.898 سنة	α	5.215	^{204}Pb
			ε, β^{+}	1.401	^{208}Bi
^{209}Po	مصطنع	103 سنة	α	4.979	^{205}Pb
			ε, β^{+}	1.893	^{209}Bi
^{210}Po	نادر	138.376 يوم	α	5.307	^{206}Pb

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: بولونيوم

السمّية [عدل]

إذا قارنا وزناً بوزن، فسمية البولونيوم هي نحو 10^6 مرة أكثر من سمية سيانيد الهيدروجين (50 ن.ج. ل Po-210 مقابل 50 م.ج. لسيانيد الهيدروجين). الخطر الرئيسي فيه هو الإشعاع الشديد (كمشع لأجسام ألفا)، والتي تجعل حمله بأمان مشكلة - فجرام واحد من البولونيوم سوف يسخن تلقائياً لدرجة حرارة حوالي 500 °C. والبولونيوم كذلك سام كيميائياً حيث أثر سميته الكيماوية مشابه لأثر التيلوريوم. وحتى في كميات بالميكروجرام بإن التعامل مع ^{210}Po هو شديد الخطورة ويتطلب معدات خاصة وطرق صارمة للتناول. وإذا ما ابتلع (بالتنفس أو الامتصاص) فإن أجسام ألفا التي يشعها البولونيوم تدمر الأنسجة الحيوية بسهولة وما إن يدخل مجرى الدم حتى يبدأ مباشرة بتعطيل الجهاز المناعي بتخلخله إلى نخاع العظام، حتى يصبح جسد الإنسان من الداخل غير قادر على صدّ البكتيريا الموجودة فيه والتي تبدأ في أكله من الداخل إلى الخارج، يقوم البولونيوم بمهاجمه الحمض النووي ويوقف الأعضاء الداخلية وجرعة كبيره منه قد تؤدي إلى الموت خلال 24 ساعة. البولونيوم لا يخترق الجلد، لذلك فلا خطورة إذا ما كان خارج الجسم.

حالات شهيرة للتسمم بالبولونيوم [عدل]

اغتيال ألكساندر ليتفيننكو في 2006 أُعلن أنه كان بسبب التسمم بالبولونيوم.[1] وعموماً ^{210}Po في أخطر حالاته إذا ما ابتُلع. وحسب نيك بريست، خبير الإشعاع الذي تحدث لقناة سكاي في 2 ديسمبر، بإن السيد ألكساندر ليتفيننكو ربما يكون أول شخص يموت بسبب الآثار الحادة لإشعاع جسيمات ألفا.

اغتيال الرئيس الفلسطيني ياسر عرفات في نوفمبر 2004[2] حيث وجدت هذه المادة بنسبة عالية في ملابس عرفات وشعره وبوله بعد أن تم فحص عينات كانت قد وجدت على ملابسه الداخلية وطاقية الرأس. وكانت هناك مطالبات باستخراج جثة ياسر عرفات الزعيم الفلسطيني الراحل لاعادة فحص الجثه على يوتيوبو اكتشاف المزيد من ترسبات هذه المادة السامة في العظم. حيث تم الرضوخ لهذه المطالب وفحص الجثة بتاريخ 27 نوفمبر 2012 , وبعد ان تم اعلان النتائج في تاريخ 6/11/2013 تم التأكد من انه تم اغتياله بالبولونيوم المشع .

مراجع [عدل]

1. ^ "The mystery of Litvinenko's death". BBC News. 24 November 2006. مؤرشف من الأصل في 15 يناير 2009.
2. ^ "Tests hint at possible Arafat poisoning". Aljazeera.net. 03 July 2012. مؤرشف من الأصل في 18 يونيو 2018.

ع·ن·ت الجدول الدوري <

ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	BNF: cb12276890p (data) · GND: 4175077-9 · LCCN: sh85104579 · NDL: 00569159
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-08-6 · ***PubChem CID***: 6328143 · ***EC no.***: 231-118-2 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID9064683 · ***ChEBI ID***: 33313 · ***ChemSpider ID***: 4886482 · ***ECHA***: 100.028.289 · ***Gmelin number***: 40435 · ***UNII***: DQY03U61EJ

بوابة العناصر الكيميائية   بوابة الكيمياء

تصنيفات: بولونيوم | أشباه فلزات | اختراعات فرنسية | السجائر | العلوم والتقنية في بولندا | عناصر علم السموم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | كالكوجينات | ماري كوري | مسرطنات المجموعة 1 حسب تصنيف الوكالة الدولية لأبحاث السرطان

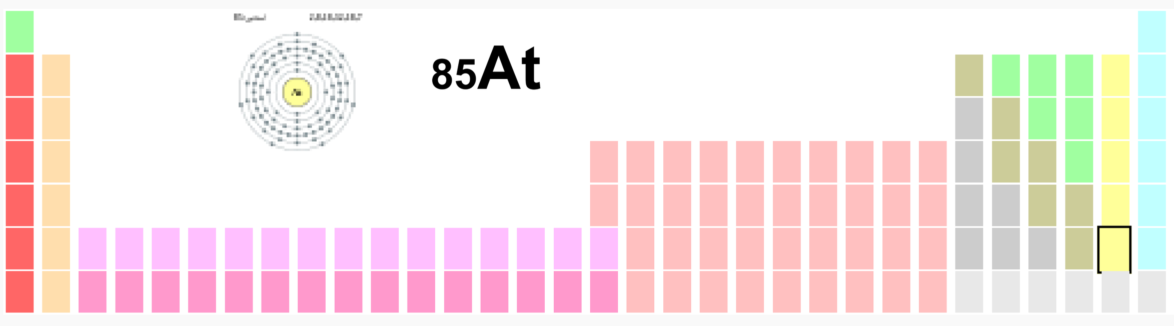
أستاتين

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ميّز عن ستاتين.

الأستاتين عنصر كيميائي له الرمز **At** والعدد الذري (85) في الجدول الدوري، وهو عنصر مشع ويعد أثقل عناصر زمرة الهالوجينات التي ينتمي إليها.الأَسْتَاتِين أثقل عنصر في مجموعة الهالوجين الكيميائية وهو غير مستقر وتتفكك كل نظائره الثلاثين إشعاعيًا.[1][2][3] والعمر النصفي لأكثر نظائره ثباتًا يبلغ ثماني ساعات، ووزنه الذري 210. والرمز الكيميائي للأستاتين At وعدده الذري 85، وتشبه خواصه الكيميائية خواص اليود، غير أن الأستاتين يفقد إلكتروناته في التفاعل الكيميائي بسهولة، مقارنة باليود، كما أنه أقل من اليود في اكتساب الإلكترونات. تم تحضير الأستاتين لأول مرة عام 1940م، والذي قام بتحضيره هو ديل ر. كورسون وك. ر. ماكينزي وإميليو سيجري في مدينة بيركلي بكاليفورنيا بالولايات المتحدة. وقد أُنتج داخل سايكلوترون بقذف البزْموت بجسيمات ألْفا ذات طاقة عالية. ورغم وجود كمية قليلة من العنصر في اليورانيوم الخام فإن كل الأستاتين تقريبًا يحضر صناعيًّا.

رادون → **أستاتين** ← بولونيوم



المظهر	
غير معروف ولكن غالباً معدني	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أستاتين، 85، At
تصنيف العنصر	شبه فلز
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 6، p
الكتلة الذرية	(210) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^5$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 7 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
نقطة الانصهار	575 ك، 302 °س، 576 °ف
نقطة الغليان	610 ك، 337 °س، 639 °ف
حرارة التبخر	40 كيلوجول·مول$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	361	392	429	475	531	607

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	±1, 3, 5, 7
الكهرسلبية	2.2 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 890±40 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	150 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	202 بيكومتر
خواص أخرى	
المغناطيسية	لا بيانات
الناقلية الحرارية	1.7 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-68-8

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الأستاتين

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{209}At	مصطنع	5.41 ساعة	$β^+$	3.486	^{209}Po
			α	5.758	^{205}Bi
^{210}At	syn	8.1 h	$β^+$	3.981	^{210}Po
			α	5.632	^{206}Bi
^{211}At	syn	7.21 h	ε	0.786	^{211}Po
			α	5.983	^{207}Bi

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: أستاتين

مراجع [عدل]

1. ^ Emsley, J. (2011). *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements* (الطبعة New). Oxford University Press. صفحات 57–58. ISBN 978-0-19-960563-7.
2. ^ Nagatsu, K.; Minegishi, K. H.; Fukada, M.; Suzuki, H.; Hasegawa, S.; Zhang, M. (2014). "Production of ^{211}At by a vertical beam irradiation method". *Applied Radiation and Isotopes*. **94**: 363–371. doi:10.1016/j.apradiso.2014.09.012.
3. ^ Fry, C.; Thoennessen, M. (2013). "Discovery of the astatine, radon, francium, and radium isotopes". *Atomic Data and Nuclear Data Tables*. **09**: 497–519. arXiv:1205.5841. Bibcode:2013ADNDT..99..497F. doi:10.1016/j.adt.2012.05.003.

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: أستاتين | أشباه فلزات | عناصر كيميائية | هالوجينات

رادون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

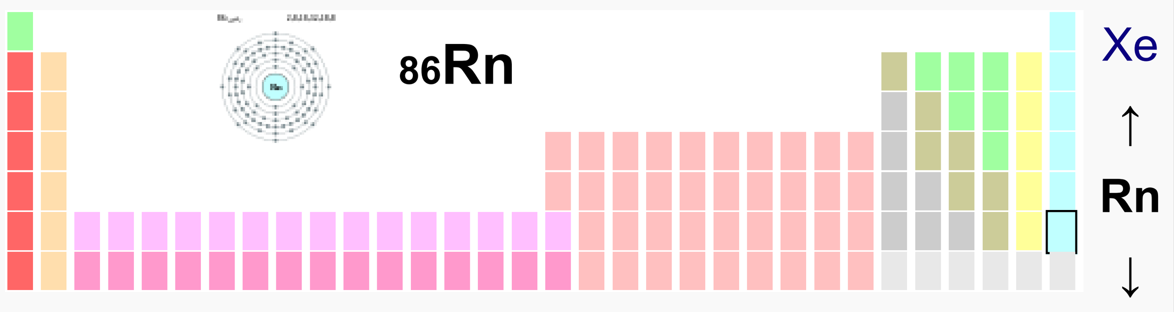
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

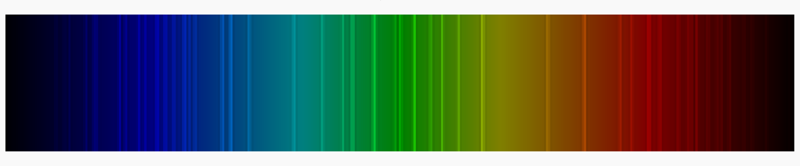
لغات
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 134
عدل الوصلات

الرادون هو عنصر كيميائي له الرمز **Rn** والعدد الذري 86 في الجدول الدوري ، وهو غاز خامل عديم اللون والطعم والرائحة، كما أنه من العناصر المشعة. الرادون خامل كيميائيا وغير قابل للاشتعال وسام جدا وهو ثاني أكثر أسباب سرطان الرئة[1] بعد التدخين. يتكون الرادون عن طريق تحلل اليورانيوم والثوريوم و لأن هذين العنصرين لهما عمر نصف طويل فإن الرادون سيوجد في المستقبل.

فرانسيوم → **رادون** ← أستاتين



المظهر	
غاز عديم اللون	



الطيف الخطي للرادون

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	رادون، 86، Rn
تصنيف العنصر	غاز نبيل
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 6، p
الكتلة الذرية	(222) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Xe]; $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}\ 6p^{6}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 8 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غاز
الكثافة	(0 °س، 101.325 كيلوباسكال) 9.73 غ/ل
كثافة السائل عند نقطة الغليان	4.4 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	202.0 ك، −71.15 °س، −96.07 °ف
نقطة الغليان	211.3 ك، −61.85 °س، −79.1 °ف
النقطة الحرجة	377 ك، 6.28 ميغاباسكال
حرارة الانصهار	3.247 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	18.10 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	20.786 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	110	121	134	152	176	211

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2
الكهرسلبية	2.2 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 1037 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	150 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	220 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري مكعب
المغناطيسية	لا مغناطيسي
الناقلية الحرارية	3.61 ميلي واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	10043-92-2

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الرادون

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{210}Rn	مصطنع	2.4 ساعة	α	6.404	^{206}Po
^{211}Rn	syn	14.6 ساعة	ε	2.892	^{211}At
			α	5.965	^{207}Po
^{222}Rn	زهيد	3.8235 يوم	α	5.590	^{218}Po
^{224}Rn	syn	1.8 ساعة	β	0.8	^{224}Fr

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: رادون

محتويات [أخف]

استخدامات وتطبيقات الرادون [عدل]

طبيا [عدل]

في أوائل القرن العشرين استخدم لعلاج الأمراض بحيث يعرض المرضى للإشعاع في غرف صغيرة قبل اكتشاف آثاره المسرطنة.

قد اقترحت فكرة التعرض للرادون وتسمى بهرمون الإشعاع والتي تهدف لعلاج أمراض المناعة الذاتية مثل التهاب المفاصل وقد جذبت الناس اليها رغم آثارها الضارة.

يستخدم لعلاج بعض أنواع السرطان.

علميا [عدل]

يمكن استخدامه لتوقع الزلازل رغم رفضه كمصدر موثوق.

قد استخدم في التصوير الشعاعي لكنه استبدل بالأشعة السينية لأنه أقل تكلفة وأقل خطرا

تاريخ وأصل الرادون [عدل]

الرادون هو خامس عنصر مشع اكتشف من قبل إرسنت رذرفورد و روبرت بي أوينز في عام 1899 , وأصل الاسم مشتق من اسم العنصر راديوم، في باديء الأمر كان اسم الرادون نيتون وهو اسم مشتق من الكلمة اللاتينية *nitens* و معناها اللامع.[2]

مراجع [عدل]

1. ^ Samet, J. M. (1992). "Indoor radon and lung cancer. Estimating the risks". *The Western journal of medicine*. **156** (1): 25–9. PMC 1003141. PMID 1734594.
2. ^ الرادون جامعة أم القرى، تاريخ الولوج 05 مايو 2011 نسخة محفوظة 30 ديسمبر 2009 على موقع واي باك مشين.

ع · ن · ت مركبات الغاز نبيل <
ع · ن · ت الجدول الدوري <

ضبط استنادي	GND: 4133224-6 · LCCN: sh85110814 · NDL: 00569245
معرفات كيميائية	***PubChem CID***: 24857 · ***UNII***: Q74S4N8N1G · ***EC no.***: 233-146-0 · ***ChEBI ID***: 33314 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID7024295 · ***ChemSpider ID***: 23240 · ***CAS Number***: 10043-92-2 · ***ECHA***: 100.030.120 · ***KEGG ID***: C16454 · ***Gmelin number***: 16242

بوابة الكيمياء | بوابة العناصر الكيميائية

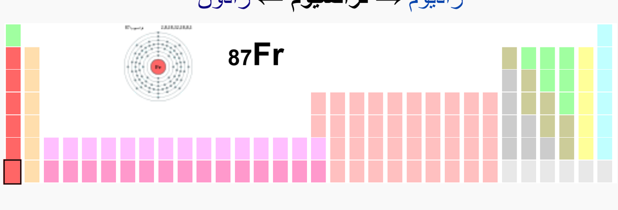
هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: رادون | علم أحياء المباني | عناصر كيميائية | عوامل مسرطنة | غازات صناعية | غازات نبيلة | مسرطنات المجموعة 1 حسب تصنيف الوكالة الدولية لأبحاث السرطان | ملوثات التربة

فرانسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

راديوم ← **فرانسيوم** → رادون



المظهر	
فلزي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	فرانسيوم، 87، Fr
تصنيف العنصر	فلز قلوي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	1، 7، s
الكتلة الذرية	(223) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]؛ $7s^1$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	1.87 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	300 ك، 27 °س، 80 °ف
نقطة الغليان	950 ك، 677 °س، 1250 °ف
حرارة الانصهار	تقريباً 2 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	تقريباً 65 كيلوجول·مول$^{-1}$
ضغط البخار (قيم مستقرأة)	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	404	454	519	608	738	946

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	1 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.7 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 380 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	260 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	348 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	مسايرة
مقاومة كهربائية	3 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	15 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-73-5
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الفرانسيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{221}Fr	مصطنع	4.8 دقيقة	α	6.457	^{217}At
^{222}Fr	مصطنع	14.2 دقيقة	β$^-$	2.033	^{222}Ra
^{223}Fr	نادر	22.00 دقيقة	β$^-$	1.149	^{223}Ra
			α	5.430	^{219}At

ع·ن·ت

الفرانسيوم عنصر كيميائي رمزه **Fr** ورقمه الذري 87 وهو أقل العناصر كهرسلبية، وثاني أندر العناصر في الطبيعة بعد أستاتين. الفرانسيوم معدن نشيط إشعاعيا يضمحل شعاعيا إلى الأستاتين والراديوم والرادون. وهو قلوي له إلكترون تكافؤ واحد.

اكتشفته مارغريت بري في فرنسا في 1939، وهو آخر عنصر طبيعي اكتشف. الفرانسيوم نادر جدا خارج المختبر، توجد آثار منه في فلزات اليورانيوم والثوريوم حيث يتكون ويضمحل باستمرار النظير الشعاعي له فرانسيوم-223. تصل كميته في قشرة الأرض إلى 30 جرام أما النظائر الشعاعية الأخرى فهي صناعية.

محتويات [أخف]

الخصائص [عدل]

الفرانسيوم هو أقل العناصر الطبيعية استقرارا. وأكثر نظائره المستقرة هو الفرانسيوم 223 لنصف عمر لا تتجاوز 22 دقيقة فقط. وبالمقابل، الأستاتين هو العنصر الثاني الأقل استقرارا طبيعيا، وبنصف عمر أقصاه 8.5 ساعة.[1] جميع نظائر الفرانسيوم تضمحل إما إلى الأستاتين أو الراديوم أو غاز الرادون.[1] ويعتبر الفرنسيوم العنصر الأقل استقرارا من جميع العناصر الاصطناعية التي تصل إلى 105 عنصر.[2]

الفرانسيوم معدن قلوي معظم خصائصه الكيميائية تشبه خصائص السيزيوم.[2] وهو ثقيل جدا بإلكترون تكافؤ واحد،[3] ولديه أعلى وزن معادل لأي عنصر.[2] عند صنع الفرانسيوم السائل، يجب أن يكون التوتر السطحي 0,05092 نيوتن / متر عند نقطة انصهاره.[4] هذه النقطة تكون حوالي 27 درجة مئوية (80 درجة فهرنهايت، 300 ك).[5] علما إنها غير مؤكدة بسبب ندرة هذا العنصر وقيامه بالنشاط الإشعاعي. وهكذا، فإن القيمة المقدرة لنقطة الغليان 677 درجة مئوية (1250 درجة فهرنهايت، 950 ك) هي أيضا غير مؤكدة. لأن العناصر المشعة تعطي حرارة كبيرة، فإن الفرانسيوم من المؤكد تقريبا أنه يصبح سائل إذا وجدت كمية كافية لإنتاجه.

قدر لينوس بولينج كهروسلبية الفرانسيوم ب0٫7 على مقياس بولينج، مثل السيزيوم.[6] ومنذ ذلك الحين تم تدقيق كهروسلبية السيزيوم وتقدر بـ 0.79. وبالمقابل فلا وجود لأي بيانات تجريبية تسمح بتاكيد قيمة الفرانسيوم [7] هذا الأخير لديه طاقة تأين أعلى بقليل من السيزيوم.[8] 392.811 (4) كيلو جول / مول مقابل 375.7041 (2) كيلو جول / مول للسيزيوم، كما هو متوقع من آثار النسبية، وهذا يعني ان كهروسلبية السيزيوم أقل من اثنين.

الفرانسيوم يتفاعل مع عدة أملاح للسيزيوم، مثل بيركلورات السيزيوم، والتي تنتج كميات صغيرة من بيركلورات الفرانسيوم. ويمكن استخدام هذا التفاعل لعزل الفرانسيوم، بواسطة ضبط اشعاع السيزيوم حسب طريقة غلكدينيس ونيلسون. وسوف تضاف مع العديد من أملاح السيزيوم الأخرى، بما في ذلك اليودات والبيكرات، والطرطرات (طرطرات الروبيديوم أيضا)، الكلوروبلاتينات، والسيلوكاونجستات. وهو يتفاعل أيضا مع حمض سيليكوتنجستيك، ومع حمض البيركلوريك دون الفلزات القلوية الأخرى باعتبارها نواقل، فهي توفر وسائل أخرى للفصل.[9][10] بالتقريب جميع أملاح الفرانسيوم قابلة للذوبان في الماء.[11]

التطبيقات [عدل]

بسبب عدم استقراره وندرته، لا توجد تطبيقات تجارية للفرانسيوم.[12][13][14][15][16] وقد استخدمت لأغراض بحثية في مجالات علم الأحياء [17] والتركيب الذري. كما تم استخدامه لتقديم مساعدات لتشخيص مختلف السرطانات المحتملة الاكتشاف، [1] ولكن قد يعتبر هذا التطبيق غير عملي.[14]

قدرة الفرنسيوم على التركيب والتحديد والتبريد بالتوافق مع بنيته الذرية البسيطة صنعت منه موضوعا للتجارب الطيفية المتخصصة. وقد أدت هذه التجارب لمزيد من المعلومات المحددة بشأن مستويات الطاقة والروابط الثابتة بين الجسيمات غير الذرية.[18] دراسات على الضوء المنبعث من الليزر المسلط على أيونات الفرانسيوم- 210 قدمت بيانات دقيقة عن الانتقال بين مستويات الطاقة الذرية التي هي إلى حد ما مماثلة لتوقع هؤلاء من نظرية الكم.[19]

الجانب التاريخي [عدل]

اعتبارا من 1870، اعتقد الكيميائيون أنه يجب أن يكون وراء الفلزات القلوية السيزيوم، مع العدد الذري 87.[1] وتم الإشارة إليه بعد ذلك موقتا باسم إيكا-سيزيوم.[20] حاولت فرق البحث تحديد وعزل هذا العنصر المفقود، فأعلن مرات عدة (ما لا يقل عن أربعة ادعاءات كاذبة) أنه تم العثور على العنصر قبل إجراء اكتشاف حقيقي.

الاكتشافات الخاطئة والناقصة [عدل]

كان الكيميائي السوفياتي دوبروسردوف أول عالم يعلن اكتشاف ايكا-سيزيوم أو الفرانسيوم. في 1925، لاحظ نشاطا إشعاعيا ضعيفا في عينة من البوتاسيوم، وأخطأ دوبروسردوف باستخلاص أن ايكا-سيزيوم يلوث هذه العينة التي كانت في الواقع تعمل بالنظائر المشعة البوتاسيوم طبيعيا البوتاسيوم-40.[21] ثم انه نشر أطروحة حول توقعاته من خصائص ا ايكا-سيزيوم، والتي سماها ريسيوم.[22] بعد ذلك بوقت قصير، بدأ بالتركيز على مهنة التدريس في معهد البوليتكنيك في أوديسا، ولم يتابع عنصر أكثر.[21]

في السنة التالية، حلل الكيميائيون الإنجليز جيرالد دروس وفريدريك صور الأشعة السينية لسلفات المنغنيز (الثاني).[22] لاحظا خطوطا طيفية افترضا أنها من ايكا-السيزيوم. أعلنا اكتشافهما للعنصر 87 واقترحا لالكلينيوم *alkalinium* كاسم، ليكون أثقل المعادن القلوية.[21]

في 1930، ادعى فريد أليسون من معهد البوليتكنيك في ألاباما اكتشاف العنصر 87 عند تحليل البوليسيت والليبيدوليت مستخدما آلته للمغناطيسي البصري. فأطلق عليها اسم الفرجينيوم *virginium* باعتباره من ولاية فرجينيا.[22][23] وفي عام 1934، أبطل ماكفيرسون من جامعة كاليفورنيا في بيركلي فعالية جهاز أليسون وصحة هذا الاكتشاف.[24]

في عام 1936، قام الكيميائي الروماني هيليبي وزميلته الفرنسية إيفيت كاشواز بتحليل البوليسيت أيضا. في هذه المرة استخدما جهازهما للأشعة سينية عالية الدقة.[21] لاحظوا عدة خطوط منبعثة ضعيفة، التي يفترض أن تكون لذلك العنصر 87. وذكرا اكتشافهما واقترحا اسم مولدافيوم، توافقا مع حركة التحرير حيث كانت تعد مولدوفا مقاطعة رومانية حيث أجريا بها عملهما.[22] وفي عام 1937، انتقد عملهما الفيزيائي الأميركي هيرش، الذي رفض طرق البحث عند هيليبي. واعتبر هيرش ان ايكا - السيزيوم لا يمكن العثور عليه في الطبيعة.و ان ما لاحظه هيليبي بالاشعة السينية هو خطوط لعنصر الزئبق أو bismuth. ومع ذلك، أصر هيليبي على أن أجهزة الأشعة السينية والطرق كانت دقيقة جدا لتفادي مثل هذا الخطأ. وقد أيد جان بابتيست بيرين، الحائز على جائزة نوبل، ان المولدافيوم مثل ايكا-السيزيوم، الذي اكتشفته في الحقيقية بيري بعد ذلك.

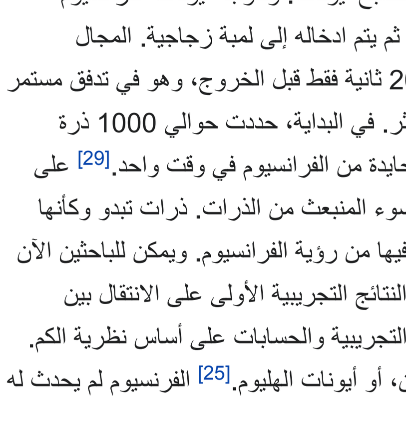
تحليل بيري [عدل]

اكتشفت مارغريت بيري عنصر ايكا - السيزيوم في عام 1939 بمعهد كوري في باريس. عندما انتقت عينة من الأكتينيوم-227 التي تم الإبلاغ عن اضمحلال طاقتها من 220 كيلو الكترون فولط. ومع ذلك، لاحظت بيري اضمحلال الجسيمات مع مستوى طاقي أقل من 80 كيلوالكترون فولط. اعتقدت بيري ان هذا الاضمحلال القوي بسبب اضمحلال الناتج المجهول من قبل، الذي لم تكن تتمكن من فصله خلال التنقية. اقصت مختلف التجارب إمكانية ان يكون هذا العنصر هو: الثوريوم والراديوم والرصاص والبزموت، أو الثاليوم. المنتج الجديد لديه الخصائص الكيميائية للمعادن القلوية، مما أدى بيري إلى الاعتقاد بأنه العنصر 87،نتج من اضمحلال ألفا من الأكتينيوم227.[20] ثم حاولت بيري تحديد نسبة اضمحلال بيتا على إضمحلال ألفا في الأكتينيوم227. في اختبارها الأول وضعت اشعة ألفا في 0,6 ٪، ونقحتها في وقت لاحق إلى 1 ٪.[25]

سمت بيري النظير الجديد الأكتينيوم(يشار إليها الآن بوصفها الفرانسيوم 223)[20]، وفي 1946، اقترحت اسم كاثيوم لعنصرها المكتشف حديثا، لأنها اعتقدت أنه أكبر العناصر كهروايجابية. عارضت إيرين جوليو كوري، واحدة من المشرفين على بيري، الاسم بسبب دلالته لاتفاقية مناهضة التعذيب بدلا من الكاتيون.[20] ثم اقترحت بيري الفرانسيوم. وقد اعتمد هذا الاسم رسميا من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في عام 1949،[1] ليصبح العنصر الثاني بعد الغاليوم. رمز له في البداية بـfa، ولكن تم تعديل هذا الاختصار إلى الصيغة الحالية بعد ذلك بوقت قصير.[26] واعتبر العنصر الأخير المكتشف في الطبيعة بعد رينيوم سنة 1925.[20]

ظهوره [عدل]

في الطبيعية [عدل]


هذه عينة من اليورانيت

الفرانسيوم - 223 هو نتيجة للاضمحلالات ألفا من الأكتينيوم227 ويمكن العثور عليه بكميات ضئيلة في معادن اليورانيوم والثوريوم. ويقدر أن يكون هناك ذرة فرانسيوم واحدة فقط لكل 10×18 ذرات اليورانيوم. [15] وأن هناك على الأغلب 30 جرام من الفرانسيوم في القشرة الأرضية في أي وقت. [29] وهذاما يجعله ثاني أندرالعناصر في القشرة بعد الأستاتين. [2] [15]

اصطناعي [عدل]

يمكن تركيب الفرانسيوم في التفاعل النووي :

$$^{197}Au + {}^{18}O \rightarrow {}^{210}Fr + 5\,n$$

هذه العملية، وضعتها الفيزيائية ستوني بروك، والنواتج هي نظائر الفرانسيوم ذي الكتل 210، 209، و 211، [27] والتي يتم عزلها بواسطة جهاز مغناطيسي بصري.[28] معدل إنتاج نظائر معينة يتوقف على طاقة الأوكسجين المشع. هذا الأوكسجين بواسطة جهاز ستوني بروك ينتج الفرانسيوم-210 عند استهدافه الذهب حسب تفاعل نووي معروف. ويتطلب إنتاجه بعض الوقت للتطور. ومن الأهمية أن تضع الذهب المستهدف بمكان قريب جدا من نقطة انصهاره والتأكد من أن سطحه نظيف جدا. التفاعل النووي يوغل ذرات الفرانسيوم في عمق الذهب، ويجب إزالتها بكفاءة. تنتشر الانوية سريعا على سطح الذهب وتصبح ايونات. وتتوجه أيونات الفرانسيوم بواسطة عدسات كهروستاتيكية حتى تصل إلى سطح الإيتريوم الساخن وتصبح محايدة مرة أخرى. ثم يتم ادخاله إلى لمبة زجاجية. المجال المغناطيسي وأشعة الليزر البارد وقذف الذرات. على الرغم من أن الانوية تبقى في الجهاز لنحو 20 ثانية فقط قبل الخروج، وهو في تدفق مستمر لذرات جديدة تحل محل تلك التي فقدت، الحفاظ على عدد من الانوية المحاصرة تقريبا لدقيقة أو أكثر. في البداية، حددت حوالي 1000 ذرة فرانسيوم في التجربة. وتحسنت تدريجيا فهذا الجهاز قادر على حصر أكثر من 300.000 ذرة محايدة من الفرانسيوم في وقت واحد.[29] على الرغم من هذه الذرات المحايدة "معدنية".الفرانسيوم يحددأن كانت كاميرا الفيديو بإمكانها التقاط الضوء المنبعث من الذرات. ذرات تبدو وكأنها متوهجة المجال حوالي 1 ملليمتر في القطر. كانت هذه هي المرة الأولى على الإطلاق التي تمكن فيها من رؤية الفرانسيوم. ويمكن للباحثين الآن إجراء قياسات بالغة الحساسية عن الضوء المنبعث الذي تمتصه الانوية المقذوفة والمحددة، وتقديم النتائج التجريبية الأولى على الانتقال بين المستويات المختلفة للطاقة الذرية في الفرانسيوم. القياسات الأولية تظهر اتفاق جيد للغاية بين القيم التجريبية والحسابات على أساس نظرية الكم. أساليب أخرى تشمل تركيب قذف الراديوم مع النيوترونات والبروتونات مع قذف الثوريوم، ديترون، أو أيونات الهليوم.[25] الفرنسيوم لم يحدث له بعد، اعتبارا من 2009، تم تجميعها في كميات كبيرة بما يكفي للوزن.[1][2][5][14]

النظائر [عدل]

هناك 34 نظير معروف للفرانسيوم تتراوح الكتلة الذرية لهم 199 حتى 232.[30] للفرنسيوم سبعة ايزومرات نووية غير مستقرة.[2] الفرنسيوم-223 والفرانسيوم-221 هي النظائر الوحيدة التي تحدث في الطبيعة، على الرغم من أن السابق أكثر شيوعا بكثير.[31]

الفرانسيوم-223 هو النظير الأكثر استقرارا مع نصف عمر يبلغ 21.8 دقيقة،[2]، ومن غير المرجح تماما أن يتم اكتشاف أو تصنيع أحد نظائر الفرانسيوم أطول نصف عمر.[25] الفرنسيوم - 223 هو المنتج الخامس لسلسلة الاضمحلال للاأكتينيوم وهو النظير الابن الأكتينيوم-227.[16] الفرنسيوم-223 يضمحل إلى الراديوم-223 التي تحلل بيتا (1149 كيلو تسوس الطاقة)، مع (0.006 ٪) ألفا إلى مسار اضمحلال الأستاتين - 219 (5.4 إلكترون فولت طاقة الاضمحلال) [32]

للفرانسيوم-221 نصف عمر 4,8 دقيقة.[2]] وهو التاسع من سلسلة اضمحلال النبتونيوم باعتباره ابن النظير 225 الأكتينيوم.[16] الفرنسيوم - 221 ثم يضمحل إلى الأستاتين-217 باضمحلال ألفا (6,457 طاقة اضمحلال إلكترون فولت) [2]

نظير الفرانسيوم الأقل استقرارا هو نظير الفرانسيوم - 215، بنصف عمر 0.12 ميكرو ثانية. (9.54 إلكترون فولت الاضمحلال ألفا إلى الأستاتين - 211) :[2] لها ايزومير متبدل الاستقرار، الفرانسيوم - 215m، هو لا يزال أقل استقرارا، وله نصف عمر 3,5 ميكرو ثانية فقط.[33]

الاضافات [عدل]

1. في الواقع يوجد على الأقل نظير غير مستقر، الفرانسيوم - 223
2. ^ بعض العناصر الاصطناعية، مثل تكنيتيوم، وجد لاحقا في الطبيعة.

مصادر [عدل]

ويكيبديا إنجليزية

هوامش ومراجع [عدل]

في كومنز صور وملفات عن: فرانسيوم

1. ↑ أ ب ت ث ج ح Price, Andy (2004-12-20). ""Francium". مؤرشف من الأصل في 30 أغسطس 2018. اطلع عليه بتاريخ 25 مارس 2007.
2. ↑ أ ب ت ث ج ح خ د ذ CRC *Handbook of Chemistry and Physics*. **4**. CRC. 2006. صفحة 12. ISBN 0-8493-0474-1.
3. ^ Winter, Mark. "Electron Configuration". *Francium*. The University of Sheffield. مؤرشف من الأصل في 13 فبراير 2008. اطلع عليه بتاريخ 18 أبريل 2007.
4. ^ Kozhitov, L. V. (2003). "Evaluation of the Surface Tension of Liquid Francium". *Inorganic Materials*. **39** (11): 1138–1141. doi:10.1023/A:1027389223381.
5. ↑ أ ب "Francium". Los Alamos National Laboratory. 2003-12-15. مؤرشف من الأصل في 23 نوفمبر 2010. اطلع عليه بتاريخ 29 مارس 2007.
6. ^ Pauling, Linus (1960). *The Nature of the Chemical Bond (3rd Edn.)*. Cornell University Press. صفحة 93.
7. ^ Allred, A. L. (1961). "Electronegativity values from thermochemical data". *J. Inorg. Nucl. Chem.* **17** (3–4): 215–221. doi:10.1016/0022-1902(61)80142-5.
8. ^ Andreev, S.V.; Letokhov, V.S.; Mishin, V.I., (1987). "Laser resonance photoionization spectroscopy of Rydberg levels in Fr". *Physical Review Letters*. **59**: 1274–76. Bibcode:1987PhRvL..59.1274A. doi:10.1103/PhysRevLett.59.1274. PMID 10035190.
9. ^ Hyde, E. K. (1952). "Radiochemical Methods for the Isolation of Element 87 (Francium)". *J. Am. Chem. Soc.* **74** (16): 4181–4184. doi:10.1021/ja01136a066.
10. ^ E. N K. Hyde *Radiochemistry of Francium*,Subcommittee on Radiochemistry, National Academy of Sciences-National Research Council; available from the Office of Technical Services, Dept. of Commerce, 1960.
11. ^ Maddock, A. G. (1951). "Radioactivity of the heavy elements". *Q. Rev., Chem. Soc.* **3**: 270–314. doi:10.1039/QR9510500270.
12. ^ Winter, Mark. "Uses". *Francium*. The University of Sheffield. مؤرشف من الأصل في 06 سبتمبر 2008. اطلع عليه بتاريخ 25 مارس 2007.
13. ^ Bentor, Yinon. "Chemical Element.com - Francium". مؤرشف من الأصل في 16 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 25 مارس 2007.
14. ↑ أ ب ت Emsley, John (2001). *Nature's Building Blocks*. Oxford: Oxford University Press. صفحات 151–153. ISBN 0-19-850341-5. مؤرشف من الأصل في 10 يونيو 2016.
15. ^ Gagnon, Steve. "Francium". Jefferson Science Associates, LLC. مؤرشف من الأصل في 16 ديسمبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 أبريل 2007.
16. ↑ أ ب ت Considine, Glenn D., المحرر (2005). *Chemical Elements, in Van Nostrand's Encyclopedia of Chemistry*. New York: Wiley-Interscience. صفحة 332. ISBN 0-471-61525-0.
17. ^ Haverlock, TJ; Mirzadeh, S; Moyer, BA (2003). "Selectivity of calix[4]arene-bis(benzocrown-6) in the complexation and transport of francium ion". *J Am Chem Soc.* **125** (5): 1126–7. doi:10.1021/ja0255251. PMID 12553788.
18. ^ Gomez, E (2005-11-07). "Spectroscopy with trapped francium: advances and perspectives for weak interaction studies". *Rep. Prog. Phys.* **69** (1): 79–118. doi:10.1088/0034-4885/69/1/R02.
19. ^ Peterson, I (1996-05-11). "Creating, cooling, trapping francium atoms" (PDF). *Science News*. **149** (19): 294. مؤرشف من الأصل (PDF) في 17 أبريل 2012. اطلع عليه بتاريخ 11 سبتمبر 2009.
20. ↑ أ ب ت ث ج Adloff, Jean-Pierre; Kaufman, George B. (2005-09-25). Francium (Atomic Number 87), the Last Discovered Natural Element. *The Chemical Educator* **10** (5). Retrieved on 2007-03-26 نسخة محفوظة 15 يونيو 2013 على موقع واي باك مشين.[وصلة مكسورة]
21. ↑ أ ب ت ث Fontani, Marco (2005-09-10). "The Twilight of the Naturally-Occurring Elements: Moldavium (Ml), Sequanium (Sq) and Dor (Do)". *International Conference on the History of Chemistry*. Lisbon. صفحات 1–8. مؤرشف من الأصل في 24 فبراير 2006. اطلع عليه بتاريخ 08 أبريل 2007.
22. ↑ أ ب ت ث Van der Krogt, Peter (2006-01-10). "Francium". *Elementymology & Elements Multidict*. مؤرشف من الأصل في 16 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 08 أبريل 2007.
23. ^ "Alabamine & Virginium". TIME. 1932-02-15. مؤرشف من الأصل في 13 أغسطس 2013. اطلع عليه بتاريخ 01 أبريل 2007.
24. ^ MacPherson, H. G. (1934). "An Investigation of the Magneto-Optic Method of Chemical Analysis". *Physical Review*. American Physical Society. **47** (4): 310–315. doi:10.1103/PhysRev.47.310.
25. ↑ أ ب ت "Francium". *McGraw-Hill Encyclopedia of Science & Technology*. **7**. McGraw-Hill Professional. 2002. صفحات 493–494. ISBN 0-07-913665-6.
26. ^ Grant, Julius (1969). "Francium". *Hackh's Chemical Dictionary*. McGraw-Hill. صفحات 279–280. ISBN 0-07-024067-1.
27. ^ "Production of Francium". *Francium*. جامعة ستوني بروك. 2007-02-20. مؤرشف من الأصل في 15 مايو 2008. اطلع عليه بتاريخ 26 مارس 2007.
28. ^ "Cooling and Trapping". *Francium*. جامعة ستوني بروك. 2007-02-20. مؤرشف من الأصل في 31 مايو 2008. اطلع عليه بتاريخ 01 مايو 2007.
29. ^ Luis A. Orozco (2003). "Francium". *Chemical and Engineering News*. مؤرشف من الأصل في 12 مايو 2019.
30. ^ Lide, David R., المحرر (2006). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. **11**. CRC. صفحات 180–181. ISBN 0-8493-0487-3.
31. ^ Considine, Glenn D., المحرر (2005). *Francium, in Van Nostrand's Encyclopedia of Chemistry*. New York: Wiley-Interscience. صفحة 679. ISBN 0-471-61525-0.
32. ^ National Nuclear Data Center (1990). "Table of Isotopes decay data". مختبر بروكهافن الوطني. مؤرشف من الأصل في 11 يناير 2014. اطلع عليه بتاريخ 04 أبريل 2007.
33. ^ National Nuclear Data Center (2003). "Fr Isotopes". مختبر بروكهافن الوطني. مؤرشف من الأصل في 11 يناير 2014. اطلع عليه بتاريخ 04 أبريل 2007.

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن

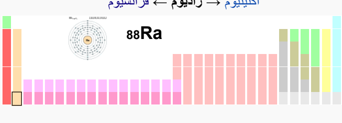
ضبط استنادي	GND: 4155153-9 · LCCN: sh85051541
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-73-5 · ***PubChem CID***: 6328145 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID20225394 · ***ChEBI ID***: 33323 · ***ChemSpider ID***: 4886484 · ***Gmelin number***: 40458 · ***UNII***: 15TEQ7D2QF

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء
تصنيفات: فرانسيوم | العلوم والتقنية في فرنسا | عناصر كيميائية | فلزات قلوية | مسميات

راديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

أكتينيوم ← **راديوم** → فرانسيوم



المظهر	
فلزي، أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	راديوم، 88، Ra
تصنيف العنصر	فلز قلوي ترابي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	2، 7، s
الكتلة الذرية	(226) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; 7s^2
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	5.5 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	973 ك، 700 °س، 1292 °ف
نقطة الغليان	2010 ك، 1737 °س، 3159 °ف
حرارة الانصهار	8.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	113 كيلوجول·مول$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	819	906	1037	1209	1446	1799

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2 (أكاسيده قاعدية قوية)
الكهرسلبية	0.9 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 509.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 979.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	2±221 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	283 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الجسم
المغناطيسية	لا مغناطيسي
مقاومة كهربائية	1 ميكروأوم·متر (20 °س)
الناقلية الحرارية	18.6 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-14-4

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر الراديوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{223}Ra	نادر	11.43 يوم	α	5.99	^{219}Rn
^{224}Ra	نادر	3.6319 يوم	α	5.789	^{220}Rn
^{226}Ra	~100%	1601 سنة	α	4.871	^{222}Rn
^{228}Ra	نادر	5.75 سنة	$β^-$	0.046	^{228}Ac

ع·ن·ت

الراديوم هو عنصر كيميائي مشع يرمز له بالرمز **Ra** ورقمه الذري 88.[1][2][3]، لونه أبيض نقي تقريباً وهو من المعادن القلوية الترابية ولكنه يتأكسد بسهولة عند تعرضه للهواء، فيصبح أسود اللون. وينتج عن اضمحلاله الإشعاعي غاز الرادون.

اكتشفه الزوجان بيير وماري كوري في عام 1898م.

قامت ماري كوري وأندريه لويس دوبيرن بفصل الراديوم من خلال التحليل الكهربائي لكلوريد الراديوم في عام 1910م.

أُطلق على الراديوم عدة أسماء منذ اكتشافه مثل الراديوم A والراديوم C2 والعديد من العناصر الأخرى التي هي نتائج اضمحلال الراديوم.

تم العثور على الراديوم في الطبيعة في خامات اليورانيوم بكميات ضئيلة، بمقدار سبع غرامات للطن الواحد من اليورانيات.

لا يعتبر الراديوم ضروريًا للكائنات الحية، ولكن يصبح له أضرار صحية عندما يتم دمجه في العمليات البيوكيميائية بسبب نشاطه الإشعاعي والتفاعلات الكيميائية.

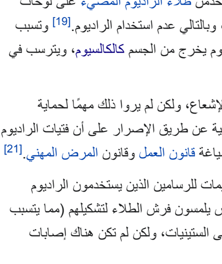
محتويات [أخف]

تواجد الراديوم [عدل]

تتمتع جميع نظائر الراديوم بعمر نصفي أقصر بكثير من عمر الأرض، بحيث يمكن لأي راديوم بدائي أن يتحلل منذ فترة طويلة. ومع ذلك، لا يزال الراديوم متواجدًا في البيئة، لأن النظائر 223Ra و 224Ra و 226Ra و 228Ra هي جزء من سلاسل الاضمحلال لنظائر الثوريوم واليورانيوم الطبيعي؛ وبما أن الثوريوم واليورانيوم يمتلكان فترات نصف عمر طويلة، فإن هذه النظائر يتم تجديدها باستمرار بسبب انحطاطها.[4] ومن بين هذه النظائر الأربعة، يمتلك 226Ra أطول فترة زمنية (نصف عمر 1600 سنة)، وهو منتج نتج من تآكل من اليورانيوم الطبيعي. ونظرًا لطول عمره النسبي، يُعدّ 226Ra هو النظير الأكثر شيوعًا للعنصر، ويمثل حوالي جزء واحد لكل تريليون من قشرة الأرض.[5] وهكذا، يتم العثور على الراديوم بكميات ضئيلة في اليورانيوم المستخرج من اليورانينيت ومختلف المعادن الأخرى المستخرجة من اليورانيوم، وحتى بكميات أصغر في معادن الثوريوم. عادةً ما ينتج طن واحد من اليورانينيت حوالي سابع غرام للراديوم.[6] يحتوي الكيلوغرام الواحد من قشرة الأرض على حوالي 900 بيكوغرام من الراديوم، ويحتوي لتر واحد من ماء البحر على حوالي 89 فكتوغرام من الراديوم.[7]

تاريخ الراديوم [عدل]

تم اكتشاف الراديوم من قبل ماري سكلودوفسكا كوري وزوجها بيار كوري في 21 ديسمبر 1898م، في عينة يورانينيت.[8] أثناء دراسة المعدن في وقت سابق، قام كوري وزوجها بإزالة اليورانيوم منه ووجدوا أن المواد المتبقية ما زالت مشعة. فصل الزوجان عنصرًا يشبه البزموت من العينة في يوليو 1898، التي تبين أنها بولونيوم، ثم فصلا خليطًا إشعاعيًا يتكون في الغالب من مكونين: مركبات الباريوم، التي أعطت لونًا أخضرًا لامعًا، ومركبات مشعة غير معروفة أعطت خطوط طيفية لم يتم توثيقها من قبل. وجد الزوجان أن المركبات المشعة تشبه إلى حد بعيد مركبات الباريوم، إلا أنها كانت غير قابلة للذوبان أكثر. جعل هذا من الممكن فصل المركبات المشعة واكتشاف عنصر جديد فيها. أعلن الزوجان كوري عن اكتشافهم للأكاديمية الفرنسية للعلوم في 26 ديسمبر 1898م.[9][10] يرجع تاريخ تسمية الراديوم إلى حوالي عام 1899، من الكلمة الفرنسية الراديوم، التي تشكلت في اللاتينية الحديثة من دائرة نصف قطرها: وكان ذلك اعترافًا بقدرة الراديوم على انبعاث الطاقة على شكل أشعة.[11][12][13] في سبتمبر 1910، أعلنت ماري كوري وأندريه لويس ديبيرن أنهما قد عزلا الراديوم كمعدن نقي من خلال التحليل الكهربائي من محلول كلوريد الراديوم النقي (RaCl2) باستخدام مهبط الزئبق، مما نتج عنه ملغمة راديوم - زئبقي.[14] وبعد ذلك تم تسخين هذه الملغمة في جو من الهيدروجين لإزالة الزئبق، تاركًا معدن الراديوم النقي.[15] في وقت لاحق من ذلك العام نفسه، عزل يولرالراديوم عن طريق التحلل الحراري من أزيد، 2 (N3) Ra.[4] تم إنتاج معدن الراديوم لأول مرة صناعيًا في بداية القرن العشرين من قبل شركة بيراكو، وهي شركة تابعة لاتحاد التعدين بأعالي كاتانغا (UMHK) في مصنع أولين في بلجيكا.[16]



ماري وبيير كوري أثناء إجراء الاختبارات على الراديوم

تعتمد الوحدة التاريخية المشتركة للنشاط الإشعاعي، كوري، على النشاط الإشعاعي لـ 226Ra.[17]

التطبيقات التاريخية [عدل]

الدهانات ذاتية اللمعان [عدل]

كان الراديوم يُستخدم في السابق في دهانات ذاتية اللمعان للساعات والألواح النووية ومفاتيح الطائرات والساعات وأجهزة الاتصال. تحتوي الساعة النموذجية ذاتية اللمعان التي تستخدم طلاء الراديوم على حوالي 1 ميكروغرام من الراديوم.[18] في منتصف العشرينات من القرن العشرين، تم رفع دعوى قضائية ضد مؤسسة الراديوم الأمريكية من قبل خمسة من "فتيات الراديوم" اللواتي استخدمن طلاء الراديوم المضيء على لوحات الساعات والساعات. وصدرت تعليمات لرسامين الاتصال الهاتفي بتنظيف فرشهم لتجنب الغرامات، وبالتالي عدم استخدام الراديوم.[19] وتسبب تعرضهم للراديوم في آثار صحية خطيرة شملت القُرَح وفقر الدم وسرطان العظام. وذلك لأن الراديوم يخرج من الجسم كالكالسيوم، ويترسب في العظام، حيث يسبب النشاط الإشعاعي تحلل نخاع العظام ويمكن أن يسبب نخر خلايا العظم.[20]

تقرّر خلال التقاضي أن علماء الشركة وإدارتها قد اتخذوا احتياطات كبيرة لحماية أنفسهم من آثار الإشعاع، ولكن لم يروا ذلك مهمًا لحماية موظفيهم. بالإضافة إلى ذلك، حاولت الشركات على مدى عدة سنوات تغطية الآثار وتجنب المسؤولية عن طريق الإصرار على أن فتيات الراديوم عانين بدلاً من ذلك من مرض الزهري. كان لهذا التجاهل التام لرفاهية الموظف تأثير كبير على صياغة قانون العمل وقانون المرض المهني.[21]

ونتيجةً للدعوى، أصبحت الآثار الضارة للنشاط الإشعاعي معروفةً على نطاق واسع، وصدرت تعليمات للرسامين الذين يستخدمون الراديوم بوجوب اتباع احتياطات السلامة المناسبة وزُوِّدوا بمعدات واقية. لم يعد الفناون على وجه الخصوص يلمسون فرش الطلاء لتشكيلهم (مما يتسبب في ابتلاع بعض أملاح الراديوم). كان الراديوم لا يزال مُستخدمًا في الرسومات في وقت متأخر حتى الستينيات، ولكن لم تكن هناك إصابات أخرى.[22]

تم إيقاف استخدام الطلاء المحتوي على الراديوم منذ الستينيات. وفي العديد من الحالات، تم تنفيذ الأوجه المضيئة باستخدام مواد فلورية غير مشعة متحركة بالضوء. تتوهج تلك الأجهزة في الظلام بعد التعرض للضوء.[20] وعندما يتطلب الأمر لمعان ذاتي طويل الأمد في الظلام، يتم استخدام طلاء البروميثيوم المشع الأكثر أمناً -(نصف العمر 2.6 سنة)[23] أو طلاء ثلاثي التريتيوم (نصف عمر 12 سنة)؛ وكلاهما مازالا مُستخدمان حتى اليوم.[24] كان لذلك ميزةٌ إضافية وهي عدم تحطيم الفوسفور بمرور الوقت، على عكس الراديوم.[25] يصدر التريتيوم إشعاعات بيتا منخفضة الطاقة (حتى أقل طاقة من إشعاع بيتا المنبعث من البروميثيوم)[23] والذي لا يستطيع اختراق الجلد،[26] دلاً من اختراق أشعة غاما للراديوم ويعتبر أكثر أمانًا.[23]

قد تكون الساعات والأدوات التي يرجع تاريخها إلى النصف الأول من القرن العشرين، غالبًا في التطبيقات العسكرية، قد تم طلائها بدهان مضيء إشعاعي. لم تعد تلك المعدات مضيئة؛ ومع ذلك، لا يرجع ذلك إلى الاضمحلال الإشعاعي للراديوم (الذي يبلغ عمر نصفه 1600 عامًا) ولكن إلى تألق وسيط كبريتيد الزنك الفلوري الذي ينبعث عن طريق الإشعاع الصادر عن الراديوم.[27] ويشير ظهور طبقة كثيفة اللون من الطلاء البني أو الأخضر المصفر في الأجهزة من هذه الفترة إلى وجود خطر إشعاعي. تعتبر الجرعة الإشعاعية من الجهاز منخفضة نسبيًا ولا تكون عادةً خطرة. لكن يعتبر الطلاء خطرًا إذا تم إطلاقه واستنشاقه أو ابتلاعه..[28][29]

الاستخدام التجاري [عدل]

بطاقة بريدية في فندق للإعلان عن حمامات الراديوم في الأربعينات

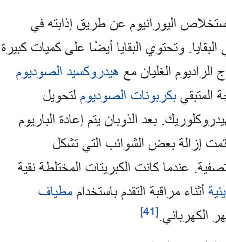
كان الراديوم يدخل في صناعة منتجات مثل معجون الأسنان وكريمات الشعر، وحتى المواد الغذائية بسبب تأثيراته العلاجية المفترضة.[30] وسرعان ما سقطت هذه المنتجات من الرواج وحظرتها السلطات في العديد من البلدان بعد اكتشاف أنها قد تكون لها آثار صحية ضارة خطيرة.[27] لا تزال توصف المنتجعات التي تتميز بالمياه الغنية بالراديوم على أنها مفيدة، مثل تلك الموجودة في ميساسا، وتوتوري باليابان. في الولايات المتحدة، تم إعطاء إشعاعات أنفية بالراديوم للأطفال أيضًا لمنع مشاكل الأذن الوسطى أو اللوزتين من أواخر أربعينيات القرن العشرين حتى أوائل السبعينيات.[31]

الاستخدام الطبي [عدل]

مشاهدة الراديوم اليدين تحت ضوء الأشعة فوق البنفسجية

تم استخدام الراديوم (عادةً في صورة كلوريد الراديوم أو بروميد الراديوم) في الطب لإنتاج غاز الرادون والذي كان يستخدم بدوره كعلاج للسرطان. فعلى سبيل المثال، تم استخدام العديد من مصادر الرادون في كندا في 1920 و 1930.[28][32] ومع ذلك لم تعد العديد من المعالجات التي استخدمت في أوائل القرن العشرين تستخدم بسبب الآثار الضارة التي يسببها بروميد الراديوم. تشمل بعض الأمثلة على هذه الآثار فقر الدم والسرطان والطفرات الجينية.[33] يتم استخدام بواعث جاما أكثر أمانًا مثل كوبالت -60 الأقل تكلفةً ومتوفرة بكميات أكبر اليوم عادةً لتحل محل الاستخدام التاريخي للراديوم في هذا التطبيق.[34]

في أوائل القرن العشرين، استخدم البيولوجيون الراديوم للحث على التحولات ودراسة علم الوراثة. وفي وقت مبكر من عام 1904، استخدم دانيال ماكدوجال الراديوم في محاولة لتحديد ما إذا كان يمكن أن يثير طفرات كبيرة مفاجئة ويتسبب في تحولات تطورية كبيرة. استخدم توماس هانت مورغان الراديوم للحث على التغييرات التي أدت إلى ذبابة الفاكهة ذات العين البيضاء. درس عالم الأحياء هيرمان مولر الحائز على جائزة نوبل لفترة وجيزة آثار الراديوم على طفرات ذبابة الفاكهة قبل اللجوء إلى تجارب الأشعة السينية الأكثر تكلفة.[35]



طلاء أبيض ذاتي اللمعان يحتوي على الراديوم على ساعة قديمة.

كانهاورد أتوود كيلي، أحد الأطباء المؤسسين لمستشفى جونز هوبكنز، رائدًا رئيسيًا في الاستخدام الطبي للراديوم لعلاج السرطان.[36] كان أول مريض له هو خالته في عام 1904، التي تُوفيت بعد الجراحة بوقت قصير.[37] ومن المعروف أن كيلي استخدم كميات زائدة من الراديوم لعلاج أنواع مختلفة من السرطان والأورام. ونتيجةً لذلك، تُوفي بعض مرضاه من التعرض للراديوم.[38] كان أسلوبه لتطبيق الراديوم هو إدخال كبسولة الراديوم بالقرب من المنطقة المصابة، ثم خياطة "نقاط" الراديوم مباشرة إلى الورم.[38] كانت هذه هي الطريقة نفسها المستخدمة في علاج هنريتا لاكس، المضيف لخلايا هيلا الأصلية، لعلاج سرطان عنق الرحم.[39] في الوقت الحالي، يتم استخدام نظائر مشعة أكثر أمانًا وأكثر توفرًا بدلاً من ذلك.[20]

إنتاج الراديوم [عدل]

لم يكن لليورانيوم استخدام واسع النطاق في أواخر القرن التاسع عشر، وبالتالي لم يكن هناك مناجم كبيرة لليورانيوم. في البداية كان المصدر الكبير الوحيد لخام اليورانيوم هو مناجم الفضة (من الذهب) في يواخيمستال الإمبراطورية النمساوية المجرية (المعروفة الآن بياخيموف، بجمهورية التشيك).[8] كان خام اليورانيوم فقط منتج ثانوي لأنشطة التعدين.[40]

استخدمت كوري في الاستخراج الأول للراديوم المخلفات بعد استخراج اليورانيوم من بيتشبلند. تم استخلاص اليورانيوم عن طريق إذابته في حمض الكبريتيك مخلفاً كبريتات الراديوم، والتي تشبه كبريتات الباريوم ولكنها أقل قابلية للذوبان في البقايا. وتحتوي البقايا أيضًا على كميات كبيرة من كبريتات الباريوم التي تعمل كحامل لكبريتات الراديوم. وشملت الخطوات الأولى لعملية استخراج الراديوم الغليان مع هيدروكسيد الصوديوم متبوعًا بمعالجة حمض الهيدروكلوريك لإزالة أكبر قدر ممكن من المركبات الأخرى. ثم تمت معالجة المتبقي بكربونات الصوديوم لتحويل كبريتات الباريوم إلى كربونات الباريوم التي تحمل الراديوم، مما يجعلها قابل للذوبان في حمض الهيدروكلوريك. بعد الذوبان يتم إعادة الباريوم والراديوم كالكبريتات وتكرر ذلك مرة واحدة أو عدة مرات، ولمزيد من تنقية الكبريتات المختلطة، تمت إزالة بعض الشوائب التي تشكل كبريتيدات غير قابلة للذوبان عن طريق معالجة محلول الكلوريد مع كبريتيد الهيدروجين متبوعًا بالتصفية. عندما كانت الكبريتات المختلطة نقية بدرجة كافية، تم تحويلها مرة أخرى إلى كلوريد مختلط وتم فصل الراديوم عن طريق البلورة التجزيئية أثناء مراقبة التقدم باستخدام مطياف بصري (يعطي الراديوم خطوطًا حمراء مميزة على النقيض من خطوط الباريوم الخضراء)، والمجهر الكهربائي.[41]

بعد عزل الراديوم على يد ماري وبيير كوري من خامات اليورانيوم من يواخيمستال بدأ العديد من العلماء عزل الراديوم بكميات صغيرة. في وقت لاحق اشترت الشركات الصغيرة مخلفات المناجم من مناجم يواخيمستال وبدأت في عزل الراديوم. في عام 1904 قامت الحكومة النمساوية بتأميم الألغام وتوقفت عن تصدير الخام الخام. لبعض الوقت كان توافر الراديوم منخفضًا.[40]

أدى تشكيل احتكار النمسا إلى خلق حافز قوي لدى البلدان الأخرى للوصول إلى الراديوم إعن طريق البحث العالمي عن خامات اليورانيوم. تولت الولايات المتحدة منصب المنتج الرئيسي في أوائل العقد الأول من القرن السابق. احتوت رمال كارنوتيت في كولورادو على بعض العناصر، بينما تواجدت خامات أغنى في جمهورية الكونغو الديمقراطية ومنطقة بحيرة الدب العظيم وبحيرة الرقيق العظمى جريت سليف في شمال غرب كندا.[8][42] لا يتم استخراج أي من رواسب الراديوم ولكن محتوى اليورانيوم يجعل التنقيب مُربحًا.

لا تزال عملية كوريس تستخدم لاستخراج الراديوم الصناعي في عام 1940، ولكن تم استخدام بروميدات مختلطة للتجزئة.[43] إذا لم يكن محتوى الباريوم من خام اليورانيوم عاليًا بما فيه الكفاية، فمن السهل إضافة بعضه لحمل الراديوم. تم تطبيق هذه العمليات على خامات اليورانيوم عالية الجودة ولكنها قد لا تعمل بشكل جيد مع خامات منخفضة الدرجة.

كان لا يزال يتم استخلاص كميات صغيرة من الراديوم من خام اليورانيوم بهذه الطريقة من التبادل الأيوني في أواخر التسعينيات،[5] ولكن اليوم يتم استخلاصها فقط من الوقود النووي المستهلك.[44] في عام 1954، بلغ إجمالي الإمدادات العالمية من الراديوم المنقى حوالي 5 أرطال (2.3 كجم)[18] ولا يزال في هذا النطاق اليوم، في حين أن الإنتاج السنوي لمركبات الراديوم النقية يبلغ حوالي 100 غرام فقط في المجموع.[5] تشمل الدول الرئيسية المنتجة للراديوم بلجيكا وكندا وجمهورية التشيك وسلوفاكيا والمملكة المتحدة وروسيا.[5] كانت كميات الراديوم المنتجة دائمًا صغيرة نسبيًا؛ فعلى سبيل المثال، في عام 1918، تم إنتاج 13.6 جم من الراديوم في الولايات المتحدة.[45] يتم عزل المعدن عن طريق تقليل أكسيد الراديوم مع معدن الألومنيوم في فراغ عند 1200 درجة مئوية.[34][46][47]

المخاطر [عدل]

يعتبر الراديوم ونظائره عنصر مُشع للغاية، كما يتمتع غاز الرادون بخواص مشعة أيضًا. عند تناولها، يترك 80٪ من الراديوم المبتلع الجسم عبر البراز ، في حين يذهب البلقي إلى مجرى الدم (20٪)، ويتراكم معظمه في العظام. يمكن أن يسبب التعرض للراديوم، سواءًا كان داخلي أو خارجي، السرطان والاضطرابات الأخرى، لأن الراديوم والرادون يصدران أشعة ألفا وغاما اللذان يقتلان الخلايا وتحورها.[20] في وقت مشروع مانهاتن في عام 1944، تم تحديد "الجرعة المسموح بها" للعمال عند 0.1 ميكروغرام من الراديوم المبتلع.[20][48][49]

بعض الآثار البيولوجية للراديوم كانت ظاهرة منذ البداية. تم الإبلاغ عن أول حالة لما يسمى "التهاب الجلد الخاص بالراديوم" في عام 1900، بعد عامين فقط من اكتشاف العنصر. وحمل الفيزيائي الفرنسي أنطوان بيكريل أمبولة صغيرة من الراديوم في جيبه الصدري لمدة 6 ساعات، وأفاد أن جلده أصبح متقرحا. كان بيير وماري كوري مفتونين بالإشعاع لدرجة أنهم ضحوا بصحتهم لتعلم المزيد عنها. أرفق بيير كوري أنبوبًا مملوءًا بالراديوم بذراعه لمدة عشر ساعات، مما أدى إلى ظهور قرحة جلدية، مما يشير إلى استخدام الراديوم لمهاجمة الأنسجة السرطانية حيث أنها هاجمت الأنسجة السليمة.[50] ويلقى باللوم على الراديوم في وفاة ماري كوري بسبب فقر الدم اللاتنسجي.[20]

يعتبر نظير الراديوم 226Ra اليوم هو الأكثر سميةً من حيث كمية الإشعاع، ويجب التعامل معها في صناديق القفازات الضيقة مع دوران تيار هواء هام يعالج بعد ذلك لتجنب هروب النظير 222Rn إلى البيئة. يجب فتح الأمبولات القديمة التي تحتوي على محاليل الراديوم بحذر لأن التحلل الراديوي للماء يمكن أن يؤدي إلى زيادة الضغط في غاز الهيدروجين والأكسجين.[34]

مراجع [عدل]

1. ^ Hamilton, Vivien (2016). "The Secrets of Life: Historian Luis Campos resurrects radium's role in early genetics research". Distillations. **2** (2): 44–45. مؤرشف من الأصل في 19 يناير 2018. اطلع عليه بتاريخ 17 فبراير 2017.
2. ^ "Crystal Structures of the Chemical Elements at 1 bar". uni-bielefeld.de. نسخة محفوظة 25 ديسمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
3. ^ "FDA OKs pinpoint prostate cancer radiation drug Xofigo from Bayer, Algeta". مؤرشف من الأصل في 15 مايو 2013.
4. ↑ أ ب Kirby et al., p. 3
5. ↑ أ ب ت ث Greenwood and Earnshaw, pp. 109–110
6. ^ "Radium", Los Alamos National Laboratory. Retrieved 5 August 2009. نسخة محفوظة 01 يوليو 2018 على موقع واي باك مشين.
7. ^ Section 14, Geophysics, Astronomy, and Acoustics; Abundance of Elements in the Earth's Crust and in the Sea, in Lide, David R. (ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 85th Edition*. CRC Press. Boca Raton, Florida (2005).
8. ↑ أ ب ت Hammond, C. R. "Radium" in قالب:RubberBible92nd
9. ^ Curie, Pierre; Curie, Marie & Bémont, Gustave (1898). "Sur une nouvelle substance fortement radio-active, contenue dans la pechblende (On a new, strongly radioactive substance contained in pitchblende)". *Comptes Rendus*. **127**: 1215–1217. مؤرشف من الأصل في 6 يوليو 2015. اطلع عليه بتاريخ 01 أغسطس 2009.
10. ^ Weeks, Mary Elvira (1933). "The discovery of the elements. XIX. The radioactive elements". *Journal of Chemical Education*. **10** (2): 79. Bibcode:1933JChEd..10...79W. doi:10.1021/ed010p79.
11. ^ Ball, David W. (1985). "Elemental etymology: What's in a name?" (PDF). *Journal of Chemical Education*. **62** (9): 787–788. Bibcode:1985JChEd..62..787B. doi:10.1021/ed062p787. مؤرشف من الأصل (PDF) في 15 أكتوبر 2014. اطلع عليه بتاريخ أكتوبر 2020.
12. ^ Carvalho, Fernando P. (2011), "Marie Curie and the Discovery of Radium", *The New Uranium Mining Boom*, صفحات 3–13, doi:10.1007/978-3-642-22122-4_1, ISBN 978-3-642-22121-7
13. ^ Weeks, Mary Elvira (1933). "The discovery of the elements. XIX. The radioactive elements". *Journal of Chemical Education*. **10** (2): 79. Bibcode:1933JChEd..10...79W. doi:10.1021/ed010p79.
14. ^ Frank Moore Colby; Allen Leon Churchill (1911). *New International Yearbook: A Compendium of the World's Progress*. Dodd, Mead and Co. صفحات 152–. مؤرشف من الأصل في 9 يناير 2020.
15. ^ Curie, Marie & Debierne, André (1910). "Sur le radium métallique" (On metallic radium)". *Comptes Rendus* (باللغة الفرنسية). **151**: 523–525. مؤرشف من الأصل في 16 أكتوبر 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 أغسطس 2009.
16. ^ Ronneau, C.; Bitchaeva, O. (1997). *Biotechnology for waste management and site restoration: Technological, educational, business, political aspects*. Scientific Affairs Division, North Atlantic Treaty Organization. صفحة 206. ISBN 978-0-7923-4769-9. مؤرشف من الأصل في 9 يناير 2020.
17. ^ Frame, Paul W. "How the Curie Came to Be". مؤرشف من الأصل في 17 نوفمبر 2016. اطلع عليه بتاريخ 30 أبريل 2008.
18. ↑ أ ب Terrill Jr, J. G.; Ingraham Sc, 2nd; Moeller, D. W. (1954). "Radium in the healing arts and in industry: Radiation exposure in the United States". *Public Health Reports*. **69** (3): 255–62. doi:10.2307/4588736. PMC 2024184. PMID 13134440.
19. ^ Frame, Paul. Radioluminescent Paint, Oak Ridge Associated Universities. Retrieved September 17, 2007. نسخة محفوظة 01 يوليو 2018 على موقع واي باك مشين.
20. ↑ أ ب ت ث ج ح Radium: Radiation Protection – US EPA. نسخة محفوظة 01 سبتمبر 2015 على موقع واي باك مشين.
21. ^ "Environmental history timeline – Radium Girls". مؤرشف من الأصل في 23 فبراير 2015. اطلع عليه بتاريخ 29 ديسمبر 2014.
22. ^ Rowland, R. E. (1995) Radium in humans: a review of U.S. studies. Argonne National Laboratory. p. 22. نسخة محفوظة 20 نوفمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
23. ↑ أ ب ت G. Audi; A. H. Wapstra; C. Thibault; J. Blachot & O. Bersillon (2003). "The NUBASE evaluation of nuclear and decay properties" (PDF). *Nuclear Physics A*. **729**: 3–128. Bibcode:2003NuPhA.729....3A. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001. مؤرشف من الأصل (PDF) في 27 أكتوبر 2016. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
24. ^ Nuclide safety data sheet: Hydrogen-3. ehso.emory.edu[وصلة مكسورة] نسخة محفوظة 20 مايو 2013 على موقع واي باك مشين.
25. ^ Zerriffi, Hisham (January 1996). "Tritium: The environmental, health, budgetary, and strategic effects of the Department of Energy's decision to produce tritium". معهد الطاقة والبحوث البيئية. مؤرشف من الأصل في 14 فبراير 2012. اطلع عليه بتاريخ 15 سبتمبر 2010.
26. ^ Tykva, Richard; Berg, Dieter (2004). *Man-made and natural radioactivity in environmental pollution and radiochronology*. Springer. صفحة 78. ISBN 1-4020-1860-6.
27. ↑ أ ب Emsley, John (2003). *Nature's building blocks: an A-Z guide to the elements*. Oxford University Press. صفحات 351–. ISBN 978-0-19-850340-8. مؤرشف من الأصل في 26 ديسمبر 2019.
28. ↑ أ ب radium. *Encyclopædia Britannica* نسخة محفوظة 14 أكتوبر 2013 على موقع واي باك مشين.
29. ^ Luminous Radium Paint. vintagewatchstraps.com نسخة محفوظة 07 أبريل 2015 على موقع واي باك مشين.
30. ^ "French Web site featuring products (medicines, mineral water, even underwear) containing radium". مؤرشف من الأصل في 20 نوفمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ 01 أغسطس 2009.
31. ^ Cherbonnier, Alice (1 October 1997). "Nasal Radium Irradiation of Children Has Health Fallout". *Baltimore Chronicle*. مؤرشف من الأصل في 21 ديسمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ 01 أغسطس 2009.
32. ^ Hayter, Charles (2005). "The Politics of Radon Therapy in the 1930s". *An Element of Hope: Radium and the Response to Cancer in Canada, 1900–1940*. McGill-Queen's Press. ISBN 978-0-7735-2869-7. مؤرشف من الأصل في 12 مارس 2020.
33. ^ Harvie, David I. (1999). "The radium century". *Endeavour*. **23** (3): 100–5. doi:10.1016/S0160-9327(99)01201-6. PMID 10589294.
34. ↑ أ ب ت Ullmann, pp. 97–98
35. ^ Hamilton, Vivien (2016). "The Secrets of Life: Historian Luis Campos resurrects radium's role in early genetics research". Distillations. **2** (2): 44–45. مؤرشف من الأصل في 1 يونيو 2019. اطلع عليه بتاريخ 22 مارس 2018.
36. ^ "The Four Founding Physicians". مؤرشف من الأصل في 14 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 10 أبريل 2013.
37. ^ Dastur, Adi E.; Tank, P. D. (2011). "Howard Atwood Kelly: much beyond the stitch". *The Journal of Obstetrics and Gynecology of India*. **60** (5): 392–394. doi:10.1007/s13224-010-0064-6. PMC 3394616.
38. ↑ أ ب Aronowitz, Jesse N.; Robison, Roger F. (2010). "Howard Kelly establishes gynecologic brachytherapy in the United States". *Brachytherapy*. **9** (2): 178–184. doi:10.1016/j.brachy.2009.10.001. PMID 20022564.
39. ^ Rebecca Skloot (2 February 2010). *The Immortal Life of Henrietta Lacks*. Random House Digital, Inc. ISBN 978-0-307-58938-5. مؤرشف من الأصل في 1 ديسمبر 2016. اطلع عليه بتاريخ 08 أبريل 2013.
40. ↑ أ ب Ceranski, Beate (2008). "Tauschwirtschaft, Reputationsökonomie, Bürokratie". *NTM Zeitschrift für Geschichte der Wissenschaften, Technik und Medizin*. **16** (4): 413–443. doi:10.1007/s00048-008-0308-z.
41. ^ "Lateral Science". lateralscience.blogspot.se. November 2012 نسخة محفوظة 04 مارس 2016 على موقع واي باك مشين.
42. ^ Just, Evan; Swain, Philip W. & Kerr, William A. (1952). "Peacetíme Impact of Atomíc Energy". *Financial Analysts Journal*. **8** (1): 85–93. doi:10.2469/faj.v8.n1.85. JSTOR 40796935.
43. ^ Kuebel, A. (1940). "Extraction of radium from Canadian pitchblende". *Journal of Chemical Education*. **17** (9): 417. Bibcode:1940JChEd..17..417K. doi:10.1021/ed017p417.
44. ^ Emsley, John (2011). *Nature's building blocks: an A-Z guide to the elements*. Oxford University Press. صفحة 437. ISBN 9780199605637.
45. ^ Viol, C. H. (1919). "Radium Production". *Science*. **49** (1262): 227–8. Bibcode:1919Sci....49..227V. doi:10.1126/science.49.1262.227. PMID 17809659.
46. ^ Committee On Radiation Source Use And Replacement, National Research Council (U.S.); Nuclear And Radiation Studies Board, National Research Council (U.S.) (January 2008). *Radiation source use and replacement: Abbreviated version*. صفحة 24. ISBN 978-0-309-11014-3. مؤرشف من الأصل في 10 مايو 2016.
47. ^ Bentel, Gunilla Carleson (1996). *Radiation therapy planning*. صفحة 8. ISBN 978-0-07-005115-7. مؤرشف من الأصل في 9 يناير 2020.
48. ^ Weisgall, Jonathan M. (1994). *Operation crossroads: the atomic tests at Bikini Atoll*. Naval Institute Press. صفحة 238. ISBN 978-1-55750-919-2. مؤرشف من الأصل في 1 ديسمبر 2016. اطلع عليه بتاريخ 20 أغسطس 2011.
49. ^ Fry, Shirley A. (1998). "Supplement: Madame Curie's Discovery of Radium (1898): A Commemoration by Women in Radiation Sciences". *Radiation Research*. **150** (5): S21–S29. doi:10.2307/3579805. JSTOR 3579805. PMID 9806606.
50. ^ Redniss, Lauren (2011). *Radioactive: Marie & Pierre Curie: A Tale Of Love And Fallout*. New York, NY: HarperCollins. صفحة 70. ISBN 978-0-06-135132-7.

مصادر [عدل]

- Kirby, H. W.; Salutsky, Murrell L. (1964). *The Radiochemistry of Radium* (PDF). National Academies Press. مؤرشف من الأصل (PDF) في 02 ديسمبر 2019.
- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements* (الطبعة الثانية). Butterworth-Heinemann. ISBN 0-08-037941-9.
- Keller, Cornelius; Wolf, Walter; Shani, Jashovam (2005), "Radionuclides, 2. Radioactive Elements and Artificial Radionuclides", *موسوعة أولمان للكيمياء الصناعية*, فاينهايم: وايلي-في سي إتش, doi:10.1002/14356007.o22_o15

لمزيد من القراءة [عدل]

- Albert Stwertka (1998). *Guide to the Elements – Revised Edition*. Oxford University Press. ISBN 0-19-508083-1.
- Denise Grady (6 October 1998). "A Glow in the Dark, and a Lesson in Scientific Peril". *The New York Times*. مؤرشف من الأصل في 01 نوفمبر 2015. اطلع عليه بتاريخ 25 ديسمبر 2007.
- Nanny Fröman (1 December 1996). "Marie and Pierre Curie and the Discovery of Polonium and Radium". Nobel Foundation. مؤرشف من الأصل في 02 يونيو 2013. اطلع عليه بتاريخ 25 ديسمبر 2007.
- Macklis, R. M. (1993). "The great radium scandal". *Scientific American*. **269** (2): 94–99. Bibcode:1993SciAm.269b..94M. doi:10.1038/scientificamerican0893-94. PMID 8351514.
- Clark, Claudia (1987). *Radium Girls: Women and Industrial Health Reform, 1910–1935*. University of North Carolina Press. ISBN 0-8078-4640-6.
- Curie, Marie (1921). *The Discovery of Radium*. Poughkeepsie: Vassar College.

روابط خارجية [عدل]

راديوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

- "Lateral Science: The Discovery of Radium". July 8, 2012. مؤرشف من الأصل في March 9, 2016. اطلع عليه بتاريخ 13 مايو 2017.
- Photos of Radium Water Bath in Oklahoma
- NLM Hazardous Substances Databank – Radium, Radioactive
- Annotated bibliography for radium from the Alsos Digital Library for Nuclear Issues
- The Poisoner Next Door – Japan Today, 10/20/2001
- Radium at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)
- Radioactivity.eu.com (Created and maintained by physicists)

ع·ن·ت	الجدول الدوري	>

ضبط استنادي	GND: 4176842-5 · LCCN: sh85110804 · NDL: 00569336
معرفات كيميائية	*ChEBI ID*: 33325 · *EC no.*: 231-122-4 · *CAS Number*: 7440-14-4 · *ChemSpider ID*: 4886483 · *ECHA*: 100.028.293 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID2024294 · *PubChem CID*: 6328144 · *UNII*: W90AYD6R3Q

بوابة طاقة نووية · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة طب · بوابة الكيمياء

تصنيفات: راديوم | عناصر كيميائية | فلزات قلوية ترابية | ماري كوري

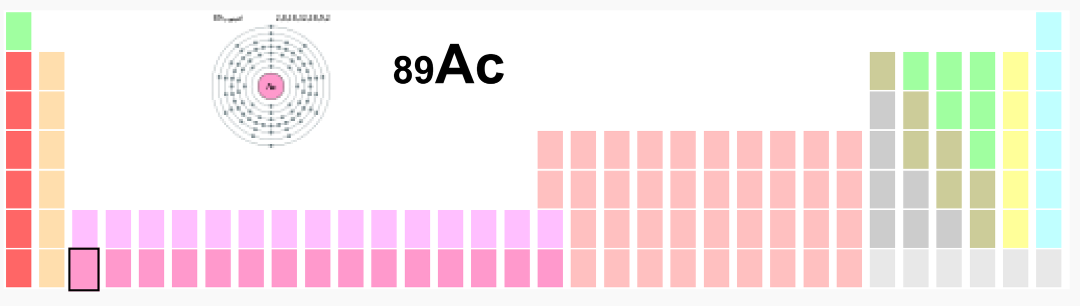
أكتينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الأكتينيوم هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله الرمز **Ac** والعدد الذري 89.[1][2][3]

محتويات [أخف]

ثوريوم ← **أكتينيوم** → راديوم



المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أكتينيوم، 89، Ac
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	(227) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $6d^1$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	10 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	حوالي 1323 ك، 1050 °س، 1922 °ف
نقطة الغليان	3471 ك، 3198 °س، 5788 °ف
حرارة الانصهار	14 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	400 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.2 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	3 (أكاسيده معتدلة)
الكهرسلبية	1.1 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 499 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1170 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر تساهمي	215 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعبة مركزية الوجه
الناقلية الحرارية	12 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-34-8
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الأكتينيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{225}Ac	مصطنع	10 أيام	α	5.935	^{221}Fr
^{226}Ac	مصطنع	29.37 ساعة	$β^-$	1.117	^{226}Th
			ε	0.640	^{226}Ra
			α	5.536	^{222}Fr
^{227}Ac	100%	21.773 سنة	$β^-$	0.045	^{227}Th
			α	5.042	^{223}Fr

ع · ن · ت

الصفات المميزة [عدل]

الأكتينيوم عنصر فلزي نشيط إشعاعيا، ولونه فضي. ونظرا لنشاطه الإشعاعي الكبير، فإن الأكتينيوم يلمع في الظلام بضوء أزرق عجيب. ويتواجد في ركام معدن اليورانيوم على شكل α-227 Ac، وβ وله عمر نصف يبلغ 21.773 سنة. ويحتوى الطن من ركام اليورانيوم على عشر جرام تقريبا من الأكتينيوم.

الاستخدامات [عدل]

الأكتينيوم لها نشاط إشعاعي يفوق الراديوم 150 مرة، مما يجعله ذو قيمة كمصدر نيترون. وفيما عدا ذلك لا يوجد له تطبيقات صناعية أخرى.

الأكتينيوم-255 يستخدم في الطب لإنتاج Bi-213 في المولدات، كما يستخدم بمفرده في علاج المناعة بالإشعاع.

تاريخ الأكتينيوم [عدل]

تم اكتشاف الأكينيوم في عام 1899 عن طريق أندريه-لويس ديبيني، وهو كيميائي فرنسي، قام بفصله من البيتش بليند. كما قام فريدريك أوتو جيسيل أيضا باكتشاف الأكتينيوم مستقلا عن أندريه في عام 1902. ويشبه النشاط الكيميائي للأكتينيوم اللانثانوم.

وكلمة الأكتينيوم أصلها إغريقي "أكتيس، أكتينوس" وتعني حزمة من الأشعة.

نظائر الأكتينيوم [عدل]

يتكون الأكتينيوم المتواجد طبيعيا من نظير واحد فقط، ^{227}Ac. ويوج للأكتينيوم 36 نظير إشعاعي وأكثرهم ثباتا هو Ac-227 وله عمر نصف يبلغ 12.772 عام, Ac-225 وله عمر نصف يبلغ 10.0 أيام, Ac-226 وله عمر نصف يبلغ 29.37 ساعة. وباقى النظائر المشعة لها عمر نصف اقل من 10 ساعات وأغلبها له عمر نصف اقل من دقيقة. وأقل نظائر الأكتينيوم في عمر النصف هو ^{217}Ac والذي يضمحل عن طريق إضمحلال ألفا وأسر إلكترون, وله عمر نصف يبلف 69 نانو ثانية. كما أن الأكتينيوم له أيضا 2 حالة رجوع لنفسهما.

ويصل الأكتينيوم-227 لحالة الإتزان مع نواتج إضمحلاله في 185 يوم، ثم يبدأ في الانحلال طبقا لمعدله العادي 21.773 سنة.

تتراوح الأوزان الذرية لنظائر الأكتينيوم من 206 وحدة كتل ذرية (^{206}actinium) إلى 236 وحدة كتل ذرية (^{236}Ac).

الاحتياطات [عدل]

الأكتينيوم-227 نشيط إشعاعيا بشدة، وبالتالى فإن له تأثير ضار على الصحة. الأكتينيوم-227 يشبه البلوتونيوم في الخطر الإشعاعي. والتعرض لأي كمية من الأكتينيوم-227 ولو كانت ضئيلة يسبب أضرار للجسم.

المراجع [عدل]

1. ^ *Solid state physics: advances in research and applications*. Academic Press. (ردمك 0-12-607716-9) pp. 289–291 نسخة محفوظة 23 أبريل 2017 على موقع واي باك مشين.
2. ^ Fried, Sherman; Hagemann, French; Zachariasen, W. H. (1950). "The Preparation and Identification of Some Pure Actinium Compounds". *Journal of the American Chemical Society*. **72** (2): 771–775. doi:10.1021/ja01158a034.
3. ^ Debierne, André-Louis (1904). "Sur l'actinium". *Comptes rendus* (باللغة الفرنسية). **139**: 538–540.

- Los معمل لوس ألاموس القومي- الأكتينيوم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات- الأكتينيوم

أكتينيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <

ضبط استنادي	GND: 4523163-1 · LCCN: sh85000706
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-34-8 · ***PubChem CID***: 23965 · ***Drugbank ID***: 12860 · ***ChEBI ID***: 33337 · ***ChemSpider ID***: 22404 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID10225388 · ***UNII***: NIK1K0956U

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الكيمياء**

تصنيفات: أكتينيوم | أكتينيدات | اختراعات فرنسية | جميع الانحيازات المرتبطة بالدقة | عناصر كيميائية

ثوريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الثُّوريوم هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله الرمز Th، وعدده الذري 90.[2][3][4] ونظرا لأنه فلز له نشاط إشعاعي طفيف، ويوجد بصورة طبيعية فإنه يعد من أنواع الوقود النووي البديلة لليورانيوم.

بروتكتينيوم ← **ثوريوم** → أكتينيوم	
Ce ↑ **90Th** ↓ -	
المظهر	
أبيض فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ثوريوم، 90، Th
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	232.0381 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $6d^2$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 18, 10, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	11.7 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2115 ك، 1842 °س، 3348 °ف
نقطة الغليان	5061 ك، 4788 °س، 8650 °ف
حرارة الانصهار	13.81 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	514 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	26.23 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2633	2907	3248	3683	4259	5055

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4**, 3, 2 (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 587 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1110 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 1930 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	179 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	206±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	مكعب مركزي الوجه
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	147 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	54.0 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	11.0 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	2490 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	79 غيغاباسكال
معامل القص	31 غيغاباسكال
معامل الحجم	54 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.27
صلادة موس	3.0
صلادة فيكرز	350 ميغاباسكال
صلادة برينل	400 ميغاباسكال
رقم CAS	7440-29-1
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الثوريوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{228}Th	نادر	1.9116 سنة	α	5.520	^{224}Ra
^{229}Th	نادر	7340 سنة	α	5.168	^{225}Ra
^{230}Th	نادر	75380 سنة	α	4.770	^{226}Ra
^{231}Th	نادر	25.5 ساعة	β	0.39	^{231}Pa
^{232}Th	100%	1.405×10^{10} سنة	α	4.083	^{228}Ra
^{234}Th	نادر	24.1 يوم	β	0.27	^{234}Pa

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

في حالة نقاءه فإن الثوريوم فلز أبيض فضي يحافظ على لمعانه لشهور عديدة. بينما عند وجود شوائب أكسيدية به فإن لمعانه يخبو في الهواء ويصبح رمادي ثم أخيرا يتحول للأسود. ولأكسيد الثوريم (ThO_2) (يسمى أيضا ثوريا) درجة ذوبان عالية جدا مقارنة بباقى الأكاسيد (3300 °C). وعند تسخينه في الهواء، فإن فلز الثوريوم يشتعل ويحترق بلهب أبيض.

شاهد الأكتينيدات في الطبيعة لتفاصيل أكثر عن السمات المميزة للأكتينيدات في الطبيعة.

الاستخدامات [عدل]

استخدامات الثوريوم:

- يستخدم لعمل سبيكة مع الماغنسيوم يكون لها مقاومة عالية لقوة الشد والزحف في درجات الحرارة العالية.
- يستخدم الثوريوم لتغطية أسلاك التنجستين المستخدمة في المعدات الإلكترونية، مما يحسن الانبعاث الإلكتروني للكاثود عند تسخينه.
- يستخدم الثوريوم في إلكترودات لحام القوس التنجستين الغازي والخزفيات المقاومة للحرارة.
- تستخدم تقنية تحديد العمر بواسطة يورانيوم-ثوريوم لتحديد عمر الحفريات الأدمية.
- كمادة خصبة لإنتاج الوقود النووي. وبالتحديد، في مفاعل مضخم الطاقة يجب الأخذ في الاعتبار استخدام الثوريوم حيث أنه متوافر عن اليورانيوم، كما أن بعض تصميمات المفاعلات النووية تأخذ في الاعتبار مساهمة الثوريوم في دورة وقودها النووي.
- الثوريوم يعد واقي أشعة قوي، بالرغم من أنه لم يستخدم كواقي أشعة بطريقة فعلية مثل الرصاص أو اليورانيوم المستنزف.
- يمكن استخدام الثوريوم في المفاعلات تحت الحرجة بدلا من اليورانيوم كوقود. وهذا ينتج عنه نفايات أقل ولا يمكن أن يذوب.

استخدامات ثاني أكسيد الثوريوم (ThO_2):

- كمصدر إنارة في المصابيح الغازية المتنقلة. وهذه المصادر لها بريق ضوئي (لا يعتمد على النشاط الإشعاعي) عندما يتم تسخينها في لهب غازي.
- يستخدم للتحكم في حجم حبيبات التنجستين المستخدم في المصابيح الكهربية.
- يستخدم في البوتقات المعملية التي تتحمل درجات حرارة عالية.
- بإضافته إلى الزجاج، ينتج زجاج له معامل انكسار عالي، وتشتت منخفض. وبالتالي تم استخدام الزجاج الناتج في عدسات الكاميرات والتطبيقات العلمية.
- يستخدم كحفاز:
  - في تحويل الأمونيا إلى حمض نيتريك.
  - في عمليات تكسير البترول.
  - في إنتاج حمض الكبريتيك.
- يعد المكون النشيط في الثوروستات، الذي يستخدم في التشخيصات التي تتم بواسطة الأشعة السينية. وقد تم البدء في التوقف عن استخدام الثوروستات لوجود خطر الإصابة بالسرطان بسببه.

الثوريوم تاريخيا [عدل]

تم اكتشاف الثوريوم عام 1828 بواسطة الكيميائي السويدي جونز جاكوب بيرزيليوس، والذي قام بتسميته على اسم ثور إله الرعد الإسكندنافي. ولم يكن للثوريوم أي استخدامات حتى عام 1885 حيث تم اكتشاف المصباح المغطى.

طريقة القضيب البللوري (أو *طريقة التأيد*) تم اكتشافها بواسطة أنطون إدوارد فان أركيل وجان هنريك دي بوير في عام 1925. وكانت هذه هي أول طريقة صناعية للإنتاج التجارى للثوريوم الطيع الفلزي.

وكان الاسم **أيونيوم** تم اقتراحه عند دراسة العناصر المشعة لنظير ^{230}Th الناتج من سلسلة الاضمحلال للـ^{238}U قبل أن يعرف أن الأيونيوم والثوريوم متطابقان كيميائيا. وتم اقتراح **Io** للعنصر المتوقع.

التواجد [عدل]

مونازايت، معدن نادر يحتوى على الثوريوم والفوسفات، وهو المصدر الأساسي للثوريوم

ويوجد الثوريوم بكميات ضئيلة في معظم الصخور وأنواع التربة، ولكنه يتواجد ثلاث مرات أكثر من اليورانيوم، ويوجد بكمية تماثل الرصاص. وتحتوى التربة بصفة عامة على 6 أجزاء في المليون من الثوريوم في المتوسط. ويتواجد الثوريوم في عدة معادن، وأكثرها شهرة المونازايت والذي يحتوى على 12% تقريبا من أكسيد الثوريوم. ويوجد من هذا المعدن مخزون طبيعي في عديد من البلدان. ويضمحل ^{232}Th ببطيء شديد (يصل عمر النصف له ثلاث مرات مثل عمر الأرض تقريبا) ولكن توجد نظائر أخرى للثوريوم تنتج من الإضمحلال التسلسلي لليورانيوم. ومعظمها له فترة عمر نصف قليلة وتكون مشعة، ولكنها ضيئلة عند مقارنتها مع ^{232}Th.

الثوريوم كوقود نووي [عدل]

الثوريوم مثل اليورانيوم و البلوتونيوم، يمكن أن يستخدم كوقود في المفاعلات النووية. بالرغم من أنه لا ينشطر بمفرده، حيث ^{232}Th يقوم بامتصاص النيترونات البطيئة لإنتاج اليورانيوم-233 (^{233}U)، والذي يحدث له انشطار. ومثله مثل ^{238}U فإنه يورانيوم خصب. وبالترتيب طبق للأهمية فإن^{233}U أفضل من النظيرين الأخريين المستخدمين كوقود، ^{235}U والبلوتينيوم-239 (^{239}Pu)، نظرا لإنتاجه العالي من النيترونات لكل نيترون ممتص. ويعطى بداية ببعض المواد المنشطرة (^{235}U أو ^{239}Pu) تنتج دورة مستمرة مشابهة، ولكن بكفاءة أعلى من الممكنة بواسطة ^{238}U إلى ^{239}Pu (في مفاعلات النيترون البطيء). يقوم ^{232}Th بامتصاص النيترون ليصبح ^{233}Th الذي ينحل تلقائيا إلى بروأكتينيوم-233 (^{233}Pa) ثم ^{233}U، ويمكن عندها الحصول على الوقود المشع من المفاعل، ويفصل ^{233}U من الثوريوم (عملية مشابهة حيث أنها تتضمن فصل كيميائي بدلا من الفصل بواسطة النظائر)، ويتم تغذيته لمفاعل آخر كنوع من أنواع الدورة المغلقة في دورات الوقود النووي.

وتتضمن مشاكل تصنيع الوقود التكلفة العالية الناتجة من الإشعاع العالي لليورانيوم ^{233}U والذي نظرا لتلوثه ببعض أجزاء من ^{232}U القصير العمر، تحدث نفس المشكلة في إعادة تشكيل الثوريوم نظرا للإشعاع العالي للثوريوم ^{228}Th، ويأتي خطر بعض الأسلحة من تكاثر ^{233}U، ولم تحل المشاكل التقنية المتعلقة بهذا الموضوع للآن. ولا زال هناك عمل كثير لتطوير طريقة استخدام الثوريوم كوقود، بحيث يمكن استخدامه بطريقة تجارية. وبالرغم من ندرة وجود اليورانيوم، فلا زالت هذه الجهود غير كافية للاتجاه للثوريوم.

ومع ذلك، فإن دورة وقود الثوريوم، بقدرتها على توليد وقود متوالد بدون الحاجة لمفاعل نيترون سريع، ترجح باستخدامه على المدى البعيد. وبتوافر الثوريوم عن اليورانيوم، فإنه من أهم الركائز التي سيستند عليها الوقود النووي ومن بين الأساسيات التي سيتم الاعتماد على نمذجتها وتطبيقاتها من أجل الحفاظ على التماسك النوعي للمواد الكونية .

الهند لديها مخزون كبير من الثوريوم، ولذا فإنها تخطط لاستخدامه في برنامجها النووي، مستخدمة اليورانيوم كمادة مساعدة فقط. وهذه الخطة الطموحة تستخدم كل من المفاعل المولد السريع والحراري. ويقدم كل من مفاعل المياه الثقيلة المتقدمو مفاعل KAMINI جهود مبذولة في هذا الاتجاه.

والكميات الآتية تمثل المخزون الطبيعي للثوريوم مقدر بالطن [1]:

- 360000 الهند [5]
- 300000 أستراليا
- 170000 النرويج
- 160000 الولايات المتحدة
- 100000 كندا
- 35000 جنوب أفريقيا
- 16000 البرازيل
- 95000 الدول الأخرى

النظائر [عدل]

يتكون الثوريوم الموجود طبيعيا من نظير واحد ^{232}Th. ويوجد للثوريوم 25 نظير مشع وأكثرهم ثباتا ^{232}Th وله عمر نصف مقداره 14.05 مليار سنة، ^{230}Th وله عمر نصف مقداره 75380 سنة، ^{229}Th وله عمر نصف مقداره 7340 سنة، ^{228}Th وله عمر نصف مقداره 1.92 سنة. أما بقية النظائر فلها عمر نصف أقل من 30 يوم ومعظم هذه النظائر أقل من 10 دقائق. وللعنصر أيزومر نووي واحد.

ويتراوح الوزن الذري لنظائر الثوريوم من 212 وحدة كتل ذرية (^{212}Th) إلى 236 (^{236}Th)

الاحتياطات [عدل]

يشتعل مسحوق فلز الثوريوم تلقائيا في الهواء، ولذا يجب التعامل معه بحرص شديد.

كما يزيد معدل احتمال الإصابة بسرطان الرئة، والبنكرياس، الدم عند التعرض لدخان الثوريوم. كما أن تعرض الجسم من الداخل للثوريوم يؤدى لزيادة معدل الإصابة بأمراض الكبد. ولا يوجد للعنصر أي دور حيوي آخر معروف. شاهد أيضا ثوروتراست.

الثوريوم في الثقافة العامة [عدل]

شاهد أيضا استخدامات الثوريوم الخيالية. دافيد هان، والذي يطلق عليه "الفتى سكوت المشع"، يقوم بإطلاق الثوريوم من خلال مصباح مع النيترونات لإنتاج كميات صغيرة من المواد الانشطارية في ساحة بيته الخلفية. وكان عليه أن لا يقوم بتطوير عمله نظرا لارتفاع مشتوى الإشعاع في البيوت المحيطة به.

وفى عام 1999، قامت مجموعة طلبة من جامعة شياغو بإنشاء مفاعل نووي صغير يعمل.

المصادر [عدل]

- معمل لوس الاموس القومي- الثوريوم
- المجمع النووي الأوربي- سلاسل الإضمحلال الطبيعي
- تحضير التيتانيوم، والزركونيوم، والهافيوم، والثوريم van Arkel, A.E., and de Boer, J.H., 1925 : Zeitschrift für Anorganische und Allgemeine Chemie, v. 148, p. 345–350

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ "معلومات عن ثوريوم على موقع mor.nlm.nih.gov". mor.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 7 أبريل 2019.
3. ^ "معلومات عن ثوريوم على موقع psh.techlib.cz". psh.techlib.cz. مؤرشف من الأصل في 15 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن ثوريوم على موقع roempp.thieme.de". roempp.thieme.de. مؤرشف من الأصل في 30 يوليو 2016.
5. ^ reference article 4 (PRASAD)". web.archive.org. 2007-11-11. مؤرشف من الأصل في 18 مارس 2020. اطلع عليه بتاريخ 21 فبراير 2020.

وصلات خارجية [عدل]

- الطاقة من الثوريوم
- صفحة المعلومات حول الثوريوم
- شركة طاقة الثوريوم- تطوير وقود الثوريوم
- العناصر على الشبكة- الثوريوم
- أسئلة متكررة- الثوريوم
- الفحص الجيولوجي الأمريكي- الثوريوم
- مركز معلومات اليورانيوم يقدم بعض المواد الأصلية في تركيبه.
- المبرد اللانهائي - مزيل رائحة المجمد، منتج تجاري يفترض أنه يزيل الروائح للأبد مصنوع من Th-232.
- الطاقة من الثوريوم

انظر أيضا [عدل]

- الجدول الدوري
- المفاعل النووي

ثوريوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز
دروس من ويكي الجامعة.

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت تقانة نووية

ضبط استنادي	BNF: cb11977429t (data) · GND: 4185331-3 · LCCN: sh85134957 · NDL: 00573342
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 7440-29-1 · *ChEBI ID*: 33385 · *KEGG ID*: C19157 · *ECHA*: 100.028.308 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID6049800 · *EC no.*: 231-139-7 · *HMDB ID*: HMDB0029215 · *UNII*: 60YU5MIG9W

بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية بوابة طاقة نووية

تصنيفات: ثوريوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية | عناصر مشعة | عوامل مسرطنة | مواد نووية | وقود نووي

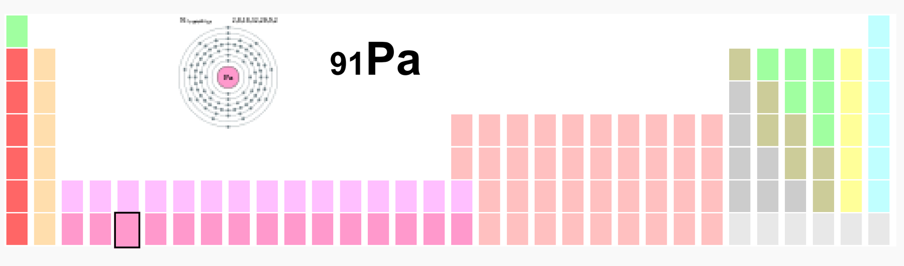
بروتكتينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البروتكتينيوم (وله الرمز **Pa**) هو عنصر كيميائي من عناصر الجدول الدوري وله عدد ذري 91.[3][4][5]

محتويات [أخف]

يورانيوم → **بروتكتينيوم** ← ثوريوم



المظهر	
أبيض فضي لماع	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بروتكتينيوم، 91، Pa
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	231.03588 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $7s^2\ 6d^1\ 5f^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 20, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	15.37 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1841 ك، 1568 °س، 2854 °ف
نقطة الغليان	4300 ك، 4027 °س، 7280 °ف
حرارة الانصهار	12.34 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	481 كيلوجول·مول$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2, 3, 4, **5** (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.5 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 568 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	163 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	200 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري رباعي[1]
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	177 نانوأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	47 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-13-3
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر البروتكتينيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{229}Pa	مصطنع	1.4 يوم	α	5.58	^{225}Ac
^{230}Pa	مصطنع	17.4 يوم	ε	1.310	^{230}Th
			$β^-$	0.563	^{230}U
^{231}Pa	~100%	32760 سنة	α	5.149	^{227}Ac
^{232}Pa	مصطنع	1.31 يوم	$β^-$	0.31	^{232}U
^{233}Pa	مصطنع	26.967 يوم	$β^-$	0.571	^{233}U
^{234m}Pa	نادر	1.17 دقيقة	$β^-$	2.29	^{234}U
			م.ن	0.0694	^{234}Pa
^{234}Pa	نادر	6.75 ساعة	$β^-$	0.23	^{234}U

ع·ن·ت

الصفات المميزة [عدل]

البروتكتينيوم هو عنصر فلزي فضي ينتمى لمجموعة الأكتينيدات, وله لمعان فضي براق يحتفظ به لبعض الوقت في الهواء. كما أنه موصل فائق في درجات الحرارة الأقل من 1.4 K.

الاستخدامات [عدل]

نظرا لندرته الشديدة، وإشعاعيته العالية، وسميته فإنه لا توجد استخدامات حالية للبروتكتينيوم خارج نطاق البحث العلمي.

البروتكتينيوم-231, المتكون من إضمحلال الفا لليورانيوم-235, يمكن أن يساعد في التفاعل السلسلي النووي ويمكن في الأساس، أن يستخدم في بناء سلاح نووي. والكتلة الحرجة طبقا لوالتر سفايتز 750±180 كيلو جرام. بينما يعتقد بعض العلماء الآخرين أنه لا يوجد تفاعل متسلسل في البروتكتينيوم-231.

البروتكتينيوم تاريخيا [عدل]

البروتكتينيوم تم اكتشافه في عام 1913, عندما واجه كل من كايسمر فاجان وأو إتش جورنج نظير قصير العمر -234m Pa, وله فترة عمر نصف 1.17 دقيقة، خلال دراستهم لسلسة إضمحلال U-238. وأعطوا العنصر الجديد الاسم بريفيوم (تعنى كلمة بريفس باللاتينية القصير أو المختصر), وتم تغيير الاسم إلى بروتكتينيوم في عام 1918 عندما قامت مجموعتان من العلماء في مكانين متفرقين أوتو هان وليز مايتنر في ألمانيا, وفريدريك سودى وجون كرانستون في المملكة المتحدة باكتشاف Pa-231 وتم تسميته "بروتكتينيوم" في عام 1949.

وقام أرستيد في جروس بتحضير 2 مللى جرام من Pa_2O_5 في عام 1927, ثم قام بعد ذلك بفصل البروتكتينيوم لأو ل مرة في عام 1934 من 0.1 مللى جرام من Pa_2O_5, بتحويل الأكسيد أولا إلى يوديد ثم بتكسيره في شفط عالى بخيوط مسخنة كهربيا بالتفاعل: $2PaI_5 \rightarrow 2Pa + 5I_2$.

وفى عام 1961, تم إنتاج 125 جرام من البروتكتينيوم بنسبة نقاء 99.9% بواسطة مجتمع الطاقة الذرية الإنجليزي، ونتج عن ذلك 60 طن من المخلفات في 12 مرحلة بتكلفة وصلت إلى 500,000 دولار أمريكي، وكان هذا هو المصدر الوحيد للعنصر لعدة سنوات لاحقة، وتم بيع الجرام الواحد منه بقيمة تصل إلى 2,800 دولار أمريكي.

الدور الحيوي [عدل]

لا يوجد أي دور حيوي للبروتكتينيوم.

التواجد في الطبيعة [عدل]

يتواجد البروتكتينيوم في اليورانينايت بنسبة جزء في المليون ^{231}Pa إلى 10 في الركاز، ويحتوى ركاز الزاير على 3 جزء في المليون 3 ppm.

المركبات [عدل]

تتضمن مركبات البروتكتينيوم المعروفة:

- الفلوريدات PaF_4
  - PaF_4
  - PaF_5
- الكلوريدات
  - $PaCl_4$
  - $PaCl_5$
- البروميدات
  - $PaBr_4$
  - $PaBr_5$
- اليودات
  - PaI_3
  - PaI_4
  - PaI_5
- الأكسيدات
  - PaO
  - PaO_2
  - Pa_2O_5

النظائر [عدل]

تم اكتشاف 29 نظير مشع للبروتكتينيوم، وأكثرهم ثباتا Pa-231 وله فترة عمر نصف 32760 سنة, Pa-233 وله فترة عمر نصف 26.967 يوم, Pa-230 وله فترة عمر نصف 17.4 يوم. وكل النظائر المشعة الأخرى لها عمر نصف أقل من 1.6 يوم، ومعظم هذه النظائر تكون أقل من 1.8 ثانية. ولهذا العنصر حالتان تحول, 217m-Pa وله عمر نصف يبلغ 1.15 مللى ثانية, و234m-Pa وله عمر نصف يبلغ 1.17 دقيقة.

ونظام الإضمحلال الأساسي قبل أكثر النظائر استقرارا Pa-231 ينتج منه إضمحلال ألفا وبعده إضمحلال بيتا. بينما يكون ناتج الإضمحلال قبل Pa-231 نظائر عنصر الأكتينيوم والنظائر الأولية بعده هو نظائر عنصر اليورانيوم.

الاحتياطات [عدل]

البروتكتينيوم سام وعالى الإشعاع. ويتطلب التعامل معه احتياطات مقل المتبعة في التعامل مع البلوتونيوم.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على الشبكة- بروتكتينيوم
- إنه أساسي- البروتكتينيوم
- صائد المعلومات [1]

المراجع [عدل]

1. ^ Donohue, J. (1959). "On the crystal structure of protactinium metal". *Acta Crystallographica*. **12**: 697. doi:10.1107/S0365110X59002031.
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ "معلومات عن بروتكتينيوم على موقع jstor.org". jstor.org. مؤرشف من الأصل في 10 يناير 2020.
4. ^ "معلومات عن بروتكتينيوم على موقع chemapps.stolaf.edu". chemapps.stolaf.edu. مؤرشف من الأصل في 30 يونيو 2018.
5. ^ "معلومات عن بروتكتينيوم على موقع id.loc.gov". id.loc.gov. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: بروتكتينيوم

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Afrikaans
Català
English
Suomi
हिन्दी
Hrvatski
اردو
Tiếng Việt
中文
بقية الوصلات: 145
عدل الوصلات

يورانيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نبتونيوم ← **يورانيوم** → بروتكتينيوم

Nd ↑ U ↓ -

$_{92}U$

المظهر

رمادي فلزي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	يورانيوم، 92، U
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	238.02891 غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^3\ 6d^1\ 7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 21, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	19.1 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	17.3 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1405.3 ك، 1132.2 °س، 2070 °ف
نقطة الغليان	4404 ك، 4131 °س، 7468 °ف
حرارة الانصهار	9.14 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	417.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	27.665 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2325	2564	2859	3234	3727	4402

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**6**, 5, 4, 3[1] (أكاسيده قاعدية ضعيفة)
الكهرسلبية	1.38 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 597.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1420 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	156 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	196±7 بيكومتر
نصف قطر فان دير فالس	186 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	0.280 ميكروأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	27.5 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	13.9 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت (سلك رفيع)	3155 متر/ثانية (20 °س)
معامل يونغ	208 غيغاباسكال
معامل القص	111 غيغاباسكال
معامل الحجم	100 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.23
رقم CAS	7440-61-1

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر اليورانيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{232}U	مصطنع	68.9 سنة	ا.ت		—
			α	5.414	^{228}Th
^{233}U	مصطنع	159,200 سنة	ا.ت	197.93[2]	—
			α	4.909	^{229}Th
^{234}U	0.0054%	245,500 سنة	ا.ت	197.78	—
			α	4.859	^{230}Th
^{235}U	0.7204%	7.038×10^8 سنة	ا.ت	202.48	—
			α	4.679	^{231}Th
^{236}U	نادر	2.342×10^7 سنة	ا.ت	201.82	—
			α	4.572	^{232}Th
^{238}U	99.2742%	4.468×10^9 سنة	α	4.270	^{234}Th
			ا.ت	205.87	—
			ββ		

ع·ن·ت

اليورانيوم هو عنصر كيميائي يرمز له بحرف **U** وعدده الذري هو 92. وهو فلز لونه أبيض يميل إلى الفضي يقع ضمن سلسلة الأكتينيدات في الجدول الدوري. تبدو القطعة الصافية منه قريبة من معدن الفضة أو الفولاذ ولكنها ثقيلة جداً نسبة إلى حجمها. تحوي ذرة اليورانيوم 92 بروتون و92 إلكترون، منها 6 إلكترونات تقع في أغلفة التكافؤ. يعتبر اليورانيوم عنصرًا متحللاً ذو نشاط إشعاعي واهن؛ وذلك لأن كل نظائره غير مستقرة في الطبيعة (تتراوح فترة عمر النصف لنظائر اليورانيوم الطبيعية الستة بين 69 سنة و4.5 مليار سنة، بدءًا من يورانيوم-233 وحتى يورانيوم-238). أكثر نظائر اليورانيوم شيوعًا هو يورانيوم-238 (الذي يحوي 146 نيوترون ويمثل ما يقرب من 99.3٪ من اليورانيوم المتواجد في الطبيعة) ويورانيوم-235 (الذي يحوي 143 نيوترونًا، وهو يمثل 0.7٪ وهي النسبة المتبقية من العنصر الطبيعي). يحتل اليورانيوم المركز الثاني بعد البلوتونيوم [3] في العناصر ذات الكتلة الذرية الأعلى (أو الأثقل وزنًا) والتي تواجدت في الطبيعة بصورة ابتدائية. وتبلغ كثافة اليورانيوم نحو 19.1 جرام/سنتيمتر مكعب في درجة حرارة الغرفة، أي أن 1 متر مكعب من اليورانيوم يزن نحو 19.1 طنا، وهو بذلك أعلى كثافة من الرصاص بحوالي 70٪، ولكنه أقل بقليل من الذهب أو التنغستن. يتواجد اليورانيوم طبيعيًا تكون بتركيزات منخفضة في التراب والصخور والماء تصل لبضعة أجزاء لكل مليون، ويتم استخلاصه تجاريًا من المعادن الحاوية له مثل اليورانينيت.

اليورانيوم في الطبيعة يتواجد في صورة يورانيوم-238 (% 99.2752–99.2739)، ويورانيوم-235 (% 0.7198–0.7202)، وكمية صغيرة جدًا من اليورانيوم-234 (% 0.0050–0.0059).[4] يضمحل اليورانيوم ببطء عن طريق إصدار جسيمات ألفا، ويبلغ عمر النصف لليورانيوم-238 حوالي 4.47 مليار سنة، ويبلغ لليورانيوم-235 حوالي 704 مليون سنة،[5] مما يجعله مفيدًا في تأريخ عمر الأرض.

تقوم العديد من الاستخدامات المعاصرة لليورانيوم على استغلال خواصه النووية الفريدة. إذ يتميز يورانيوم-235 بأنه النظير الانشطاري الوحيد الذي يمكن العثور عليه في الطبيعة (يمكن حثه على الانشطار بواسطة نيوترونات حرارية منخفضة الطاقة؛ مما يجعله قادرًا على ضمان استمرار سلسلة التفاعل النووي). أما اليورانيوم-238 فهو قابل للانشطار بواسطة النيوترونات السريعة، وهو أيضًا مادة خصيبة، وهذا يعني أنه يمكن تحويله لبلوتونيوم-239 انشطاري في المفاعلات النووية. كما يمكن إنتاج نظير انشطاري آخر وهو اليورانيوم-233 من الثوريوم الطبيعي الذي هو أيضًا ذو أهمية في مجال التكنولوجيا النووية. بينما تكون احتمالية حدوث انشطار تلقائي أو حتى انشطار مستحدث بواسطة النيوترونات السريعة لليورانيوم-238 صغيرة فان اليورانيوم-235 وبدرجة أقل اليورانيوم-233 لهما "مقطع نووي" انشطاري أعلى من ذلك بكثير بواسطة النيوترونات البطيئة. لحصر الصورة بشكل واف، هذه النظائر (يورانيوم-235 ويورانيوم-233) تكفل بأن يتكون تفاعل نووي متسلسل مستدام. وهذا هو ما يولد الحرارة في مفاعلات الطاقة النووية، وأيضًا ينتج مواد انشطارية تستخدم في صناعة الأسلحة النووية. ويستخدم اليورانيوم المنضب (^{238}U) في صناعة القذائف الثاقبة بالطاقة الحركية وفي تدريع المركبات (تغطيتها بصفائح مدرعة).[6]

يستخدم اليورانيوم كمادة مُلَوِّنة في زجاج اليورانيوم لإنتاج أشكال تتنوع من الأحمر-البرتقالي إلى الأصفر. كما كان يستخدم في التلوين والتظليل في التصوير الفوتوغرافي المبكر. يعود فضل اكتشاف اليورانيوم في معدن "خَلْطَةُ القار" أو البتشبلند الأسود اللامع في عام 1789 إلى الكيميائي الألماني مارتن كلابروث، والذي قام بتسمية العنصر الجديد "أورانوس" على غرار أورانوس الكوكب. أول من قام بعزل الفلز عن الخليط المُركب هو الكيميائي الفرنسي أوجين-ملكيور بليجوت ويرجع اكتشاف خصائصه المشعة في العام 1896 إلى الفيزيائي الفرنسي هنري بيكريل. قادت الأبحاث التي بدأها الفزيائي إنريكو فيرمي وغيره، مثل الفزيائي روبرت أوبنهايمر في العام 1934 إلى استخدام اليورانيوم كوقود في صناعة الطاقة النووية وفي صناعة قنبلة ليتل بوي أو الولد الصغير؛ أول سلاح نووي يستخدم في الحرب العالمية الثانية. وتلا ذلك سباق تسلح نووي بين الولايات المتحدة والاتحاد السوفياتي خلال حقبة الحرب الباردة نتج عنه عشرات الآلاف من الأسلحة النووية التي استُخدِم فيها معدن اليورانيوم والبلوتونيوم-239 المشتق من اليورانيوم. يعد تأمين تلك الأسلحة وموادها الانشطارية في أعقاب تفكك الاتحاد السوفيتي في عام 1991 مصدرًا لقلق متواصل حول صحة وسلامة عامة الناس.[7] انظر الانتشار النووي.

محتويات [أخف]

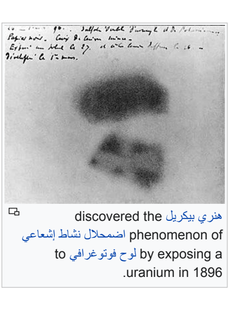
التاريخ [عدل]

استخدامه قبل اكتشافه [عدل]

The planet أورانوس, which uranium is named after

يعود استخدام اليورانيوم في شكل أكسيده الطبيعي إلى عام 1979 م على الأقل، عندما تم استخدامه لإضافة لون أصفر إلى الخزف.[8] عُثر على زجاج أصفر مع 1٪ من أكسيد اليورانيوم في فيلا رومانية في كيب بوسيليبو في خليج نابولي في إيطاليا بواسطة ر. ت. غونتر من جامعة أكسفورد في عام 1912.[9] وبدءًا من أواخر العصور الوسطى، استخرج اليورانيت من مناجم هابسبورغ الفضة في جواكيمستال ببوهيميا والتي تُعرف الآن بياخيموف في جمهورية التشيك، وكان يستخدم كعامل تلوين في صناعة الزجاج المحلي.[10] في أوائل القرن التاسع عشر، كانت هذه هي المصادر الوحيدة المعروفة عالميًا لخام اليورانيوم.

اكتشافه [عدل]



هنري بيكريل discovered the phenomenon of اضمحلال نشاط إشعاعي by exposing a لوح فوتوغرافي to uranium in 1896.

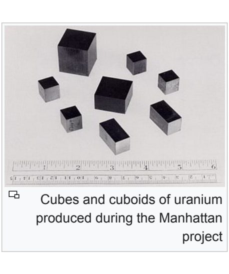
اكتشف أنطوان هنري بيكريل ظاهرة اضمحلال النشاط الإشعاعي من خلال تعريض لوح فوتوغرافي لليورانيوم في عام 1896.

يرجع الفضل في اكتشاف هذا العنصر إلى الكيميائي الألماني مارتن هاينريش كلابروث بينما كان يعمل في مختبره التجريبي في برلين في عام 1789. كان كلابروث قادرًا على تخليق مركب أصفر من المحتمل أن يكون ثنائي يورانات الصوديوم عن طريق إذابة اليورانينيت في حمض النيتريك وتحييد المحلول مع هيدروكسيد الصوديوم.[10] افترض كلابروث أن المادة الصفراء كانت عبارة عن أكسيد لعنصر لم يتم اكتشافه بعد، وقام بتسخينه بفحم للحصول على مسحوق أسود، والذي كان يعتقد أنه المعدن المكتشف حديثًا بحد ذاته. كان المسحوق في الواقع عبارة عن أكسيد لليورانيوم.[11] سُمي العنصر المكتشف حديثًا على اسم كوكب أورانوس الذي سُمي على اسم إله السماء اليوناني أورانوس، والذي تم اكتشافه قبل ثماني سنوات على يد ويليام هيرشل.[12]

في عام 1841، قام أوجين ملكيور بيليجوت أستاذ الكيمياء التحليلية في المعهد الوطني للفنون والآداب في باريس، بعزل أول عينة من معدن اليورانيوم عن طريق تسخين رابع كلوريد اليورانيوم مع البوتاسيوم.[13]

اكتشف هنري بيكريل اضمحلال النشاط الإشعاعي باستخدام اليورانيوم في عام 1896.[14] جعل بيكريل هذا الاكتشاف في باريس من خلال ترك عينة من ملح اليورانيوم وكبريتات يورانيل البوتاسيوم على قمة لوح فوتوغرافي غير ظاهر في الدرج، مشيرًا إلى أن اللوحة أصبحت "ملطخة".[15] وقرر أن أحد أشكال الضوء أو الأشعة غير المرئية المنبعثة من اليورانيوم قد كشف عن الصفيحة.

بحوث الانشطار [عدل]



Cubes and cuboids of uranium produced during the Manhattan project

لاحظ فريق بقيادة إنريكو فيرمي في عام 1934 أن قذف اليورانيوم بالنيوترونات ينتج اضمحلال أشعة بيتا مما ينتج عنه انشطار الإلكترون أو البوزيترون من العناصر المنتجة.[16] في البداية، سُمّي منتج الانشطار خطءًا بعناصر جديدة ذات أرقام ذرية 93 و94، حيث قام عميد كلية روما أورسو ماريو كوربينو بتسمية العنصرين بالأوديوم والهسبيريوم على التوالي.[17][18][19][20] أدت التجارب التي أجراها أوتو هان وفريتز شتراسمان[16] في مختبر هان في برلين إلى اكتشاف قدرة اليورانيوم على الانشطار إلى عناصر أخف وزنًا وإصدار طاقة كبيرة. نشرت ليز مايتنر وابن أختها الفيزيائي أوتو روبرت فريش التفسير المادي في فبراير 1939 وأطلقوا عليه اسم **الانشطار النووي**.[21] وبعد فترة وجيزة، افترض فيرمي أن انشطار اليورانيوم قد يطلق ما يكفي من النيوترونات للحفاظ على التفاعل الانشطاري. وجاء تأكيد هذه الفرضية في عام 1939، حيث وُجد في وقت لاحق أن ما يقرب من 2.5 نيوترون يتم تحريرها عن طريق انشطار كل ذرة من اليورانيوم -235. حثّ فيرمي ألفريد أو سي نير على فصل نظائر اليورانيوم من أجل تحديد العنصر القابل للانشطار. وفي 29 فبراير 1940، استخدم نير أداة صنعها في جامعة مينيسوتا لفصل أول عينة في العالم من اليورانيوم -235 في مختبر تيت. بعد إرسال المسرع دوراني بالبريد إلى جامعة كولومبيا، أكد جون دانينج أن العينة هي المادة الانشطارية المعزولة في 1 مارس.[22] ووجد المزيد من العمل أن نظير اليورانيوم 238 الأكثر شيوعًا يمكن أن يتحول نوويًا إلى البلوتونيوم والذي يعتبر قابل للانشطار أيضًا بالنيترونات الحرارية مثل اليورانيوم -235. أدت هذه الاكتشافات في دول عديدة لبدء العمل على تطوير الأسلحة النووية والطاقة النووية.

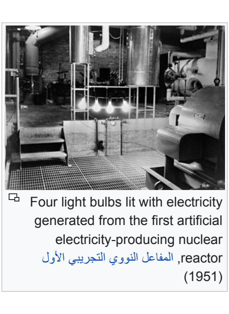
في 2 كانون الأول/ديسمبر 1942، كجزء من مشروع مانهاتن، تمكن فريق آخر بقيادة إنريكو فيرمي من البدء في أول تفاعل نووي متسلسل شيكاغو بايل -1 كخطة مبدئية باستخدام اليورانيوم المخصب. تم التخلي عن خطة مبدئية تستخدم اليورانيوم 235 المخصب حيث لم يكن متوفرًا بعد بكميات كافية.[23] عمل الفريق في معمل ستاغ فيلد في جامعة شيكاغو، حيث أنشأ الظروف اللازمة لمثل هذا التفاعل بتكديس 400 طن من الجرافيت و58 طنًا قصيرًا (53 طنًا متريًا) من أكسيد اليورانيوم، وستة أطنان قصيرة (5.5 طن متري) من معدن اليورانيوم، تم تزويد غالبيتها من قبل مصنع مصابيح وستنجهاوس لامب في عملية إنتاج مؤقتة.[24]

الأسلحة النووية [عدل]

The سحابة عيش الغراب over هيروشيما after the dropping of the uranium-based atomic bomb nicknamed 'الولد الصغير'

تم تطوير نوعين رئيسيين من القنابل الذرية من قبل الولايات المتحدة خلال الحرب العالمية الثانية: جهاز قائم على اليورانيوم يحمل الاسم الرمزي قنبلة الولد الصغير والذي كانت مادته الانشطارية عبارة عن يورانيوم عالي التخصيب، وجهاز قائم على البلوتونيوم يحمل الاسم الرمزي قنبلة الرجل البدين حيث اشتُق البلوتونيوم من اليورانيوم 238. أصبحت قنبلة الولد الصغير القائمة على اليورانيوم أول سلاح نووي يُستخدم في الحرب عندما تم تفجيره فوق مدينة هيروشيما اليابانية في 6 أغسطس عام 1945. انفجرت بقوة تعادل 12500 طن من مادة تي إن تي، دمر الانفجار والموجة الحرارية للقنبلة ما يقرب من 50000 مبنى وقتل ما يقرب من 75000 شخص *(انظر القصف الذري لهيروشيما وناغازاكي)*. كان يُعتقد في البداية أن اليورانيوم نادر الوجود نسبيًا، وأنه يمكن تجنب انتشار الأسلحة النووية ببساطة عن طريق شراء جميع مخزونات اليورانيوم المعروفة، ولكن خلال عقد من الزمن تم اكتشاف رواسب كبيرة منه في العديد من الأماكن حول العالم.[25]

المفاعلات [عدل]



Four light bulbs lit with electricity generated from the first artificial electricity-producing nuclear reactor, المفاعل النووي التجريبي الأول (1951)

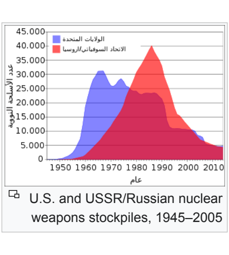
صُمم مفاعل جرافيت X-10 النووي في مختبر أوك ريدج الوطني في أوك ريدج بولاية تينيسي، وكان يُعرف في السابق باسم كلينتون بايل، وكان أول مفاعل تم تصميمه وصنعه للتشغيل المستمر. أصبح مختبر أرجون الوطني للمفاعل النووي التجريبي الأول الموجود في محطة اختبار المفاعلات الوطنية التابعة للجنة الذرية للطاقة بالقرب من أركو بولاية أيداهو أول مفاعل نووي لإنتاج الكهرباء في 20 ديسمبر 1951.[26] في البداية، قام المفاعل بإضاءة أربعة مصابيح إضاءة بقدرة 150 واط، لكن مكّنته التحسينات في نهاية المطاف من تشغيل المرفق بأكمله. أصبحت مدينة أركو في وقت لاحق أول مدينة في العالم تحصل على كل طاقتها الكهربائية من الطاقة النووية المتولدة بواسطة مفاعل بوراكس3 BORAX-III، وهو مفاعل آخر تم تصميمه وتشغيله بواسطة مختبر أرجون الوطني.[27][28] بدأت محطة توليد الطاقة النووية الأولى في العالم في أوبنينسك في الاتحاد السوفييتي، بتوليد الطاقة النووية من مفاعلها AM-1 في 27 يونيو 1954. شملت محطات الطاقة النووية المبكرة الأخرى في مجمع سيلافيلد النووي في إنجلترا التي بدأت العمل في 17 أكتوبر 1956[29] ومحطة الطاقة النووية في ميناء شيبينغورت في بنسلفانيا، والتي بدأت العمل في 26 مايو 1958. استُخدمت الطاقة النووية لأول مرة للدفع بواسطة غواصة يو إس إس نوتيلوس في عام 1954.[30]

تاريخ ما قبل الانشطار الطبيعي [عدل]

المقال الرئيسي: مفاعل أوكلو

في عام 1972، اكتشف الفيزيائي الفرنسي فرانسيس بيرين خمسة عشر مفاعلاً نوويًا طبيعيًا قديمًا لم يعودوا نشطين في منجم أوكلو في الغابون بغرب إفريقيا، والمعروفة بشكل جماعي باسم مفاعلات أوكلو. تبلغ قيمة الوديعة الخام 1.7 مليار سنة ويشكل اليورانيوم 235 حوالي 3 ٪ من إجمالي اليورانيوم على الأرض.[31] تعتبر تلك الكمية كبيرة بما يكفي للسماح بحدوث تفاعل نووي متسلسل، بشرط وجود شروط داعمة أخرى. وقد أشارت الحكومة الفيدرالية الأمريكية إلى قدرة الرواسب المحيطة لاحتواء المخلفات الإشعاعية النووية كأدلة داعمة لجدوى تخزين الوقود النووي المستنفد في مستودع نفايات جبل يوكا النووي.

التلوث وتراث الحرب الباردة [عدل]



U.S. and USSR/Russian nuclear weapons stockpiles, 1945–2005

أدت التجارب النووية التي قام بها الاتحاد السوفييتي والولايات المتحدة في الخمسينات وأوائل الستينيات وفرنسا في السبعينات والثمانينات[32] إلى نشر كمية كبيرة من التهاطل النووي من نظائر اليورانيوم حول العالم.[33] وقع المزيد من التلوث من عدة حوادث نووية وإشعاعية.[34]

يزداد معدل الإصابة بالسرطان بين عمال مناجم اليورانيوم. فعلى سبيل المثال، تم توثيق زيادة خطر الإصابة بسرطان الرئة بين عمال المناجم في نافاجو، وربط ذلك بمهنتهم.[35] فُرض قانون تعويض التعرض للإشعاع، وهو قانون أنشأ في عام 1990 في الولايات المتحدة الأمريكية، 100000 دولار كتعويض مادي إلى عمال مناجم اليورانيوم المشخصين بالسرطان أو أمراض الجهاز التنفسي الأخرى.[36]

خلال الحرب الباردة بين الاتحاد السوفييتي والولايات المتحدة، تم تكديس مخزونات ضخمة من اليورانيوم وعُثر على عشرات الآلاف من الأسلحة النووية باستخدام اليورانيوم المخصب والبلوتونيوم المصنوع من اليورانيوم. منذ تفكك الاتحاد السوفيتي في عام 1991، تم تخزين ما يقدر بـ 600 طن قصير (540 طن متري) من اليورانيوم عالي التخصيب المستخدم في صنع الأسلحة (وهو ما يكفي لصنع 40.000 رأس حربي نووي) في مرافق غالبًا ما كانت خاضعة لحراسة غير كافية في الاتحاد الروسي والعديد من الدول السوفيتية السابقة الأخرى. واعترضت الشرطة في آسيا وأوروبا وأمريكا الجنوبية في 16 مناسبة على الأقل في الفترة من 1993 إلى 2005 على شحنات اليورانيوم أو البلوتونيوم المستخرج من القنابل ومعظمها من مصادر سوفييتية سابقة. ومن عام 1993 إلى عام 2005، أنفق برنامج حماية المواد والمراقبة والمحاسبة الذي تديره الحكومة الفيدرالية للولايات المتحدة حوالي 550 مليون دولار أمريكي للمساعدة في حماية مخزون اليورانيوم والبلوتونيوم في روسيا.[37] استُخدمت هذه الأموال للتحسينات الأمنية في مرافق البحث والتخزين. وذكرت مجلة ساينتفيك أمريكان في فبراير / شباط 2006 أنه في بعض المرافق، تألف الأمن من أسوار متصلة بالسلسلة والتي كانت في حالة سيئة للغاية. ووفقًا لإحدى المقالات، كان أحد المرافق يخزن عينات من اليورانيوم المخصب لصنع الأسلحة في خزانة مكنسة قبل مشروع التحسين. وكان آخر يتابع مخزونه من الرؤوس الحربية النووية باستخدام بطاقات فهرسة محفوظة في صندوق الأحذية.[38]

خاماته [عدل]

- خام الكارنوتيت $K_2(UO_3)(VO_4)_2.3H_2O$
- خام اليورانيت UO_2
- خام البيتش بلند

استخلاصه [عدل]

- **أولاً:** يتم تكسير الخام إلى قطع صغيرة ثم يتم تجميعها عن طريقة الطفو باستخدام حمض الفوليك، ثم يتم تحميصها في الهواء حتى يتم تحويلها إلى الأكاسيد المقابلة، بعد ذلك يتم تصفيتها في مزيج من حمض الكبريتيك وبرمنجانات البوتاسيم حتى تتأكد من أكسدة اليورانيوم الموجود بالخام يتم ترسيب اليورانيوم بإضافة هيدروكسيد الصوديوم حتى يتحوّل إلى الصيغة غير الذائبة ($Na_2U_2O_7$) ويطلق عليها اسم الكعكة الصفراء "yellow cake"، بعد ذلك يتم إضافة حمض النيتريك حتى يتحوّل إلى نترات اليورانيوم $UO_2(NO_3)_2\ (H_2O)_n$ الذي يتم إمرار بخار الفلور عليه متحوّلاً إلى بخار من فلوريد اليورانيوم الرباعي (UF_4) ثم يتم استخلاص اليورانيوم النقي بواسطة الاختزال عن طريق عنصر الكالسيوم ويتم استخلاص نظائر اليورانيوم أيضًا بطريقة مماثلة.
- **ثانياً:** يحصل عليه بعد التنقية الميكانيكية لخاماته بمعالجة الخام ore بحمض الكبريت أو بحمض الأزوت (حمض النتريك) أو بمحلول كربونات الصوديوم، ثم يفصَل إما بترسيبه: وذلك بجعل المحلول قلويًا (أي زيادة pH المحلول)، فيترسب ثنائي يورانات الأمونيوم $(NH_4)_2U_2O_7$، وإما بشكل ماءات اليورانيل $UO_2(OH)_2$. وبعد تكليس الراسب يحصل على مزيج من أكاسيد اليورانيوم التي تحوّل إلى مركبات مناسبة مثل UF_4، أو U_3O_8، أو UO_2 ليحصل منها على المعدن الحر. ولتنقية المركّب الناتج من الشوائب يحل مرّة أخرى في حمض الآزوت، ويفصل اليورانيوم باستخلاصه بمحل عضوي مناسب، ومن ثم يبلور بشكل نترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$ التي تحوّل إلى الأكسيد UO_2 بالتسخين، وأخيراً يحوّل هذا الأكسيد إلى UF_4 بمعالجته بفلوريد الهدروجين الجاف الساخن.

أهم النظائر [عدل]

و له خمسة نظائر هي يورانيوم-235 ويورانيوم-234 ويورانيوم-233 ويورانيوم-236 ويورانيوم-238، وتوجد هذه النظائر متلازمة في الطبيعة، أغلبها يورانيوم-238 بنسبة 97%.

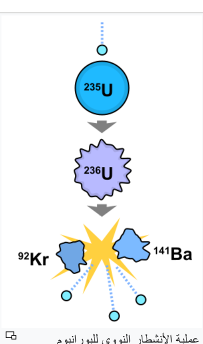
- (نظير ذري 235) وهو قابل للانشطار (fissile)، حيث يعطي هذا النظير بالانشطار كميات هائلة من الطاقة، وهو لا ينشطر تلقائيا، ولكن عند تعرضه لتيار من النيوترونات يتحول إلى بلوتونيوم 239، الذي له خاصية الانشطار التلقائي، ويتواجد في خام اليورانيوم بنسبه صغيره 0.7 بالمائة ويستخدم في المفاعلات النووية وتصنع منه القنابل الذرية ويعمل كبادئ للقنبلة الهيدروجينية.
- (نظير ذري 236) ويتواجد في الطبيعة بصفة نادرة وهو موجود في الوقود النووي المستهلك وفي اليورانيوم المعاد تصنيعه من الوقود النووي المستهلك.
- (نظير ذري 238) ويتواجد في الخام بنسبة كبيره 99.3 وهو غير قابل للانشطار (non fissile) وهو مايتم تخصيبه للاستخدام في المفاعلات النووية ويستخدم في الدراسات والتشخيص ويستعمل أيضاً في تحسين الزراعة والعلاج الكيماوي ويستخدم في تتبع وصول الدواء لأماكنه داخل الجسم الحي. ويستخدم في المفاعلات المولدة للوقود النووي breeder reactor.
- (نظير ذري 233) قابل أيضا للانشطار بالنوترونات ويمكن استخدامه في المفاعلات الذرية التي تعمل بغاز الهيليوم المولدة للحرارة العالية Thermal nuclear reactor.
- (نظير ذري 234) ويتواجد كشوائب داخل الخام.

فترة نصف العمر [عدل]

عنصر اليورانيوم ذو نشاط إشعاعي، إذ أن ذراته تتفتت ببطء مطلقة طاقة في شكل إشعاع حيث تبلغ فترة نصف العمر له حوالي 4.9×10^7 سنة بالنسبة إلى (نظير ذري 235)، وحوالي 4.50×10^9 سنة بالنسبة إلى (نظير ذري 238).

في حالة استخدام اليورانيوم في الأغراض السلمية يجب أن لا تتعدى نسبة اليورانيوم المخصب عن 4%. وعامل التحفيز النيوتروني يجب أن يكون أقل من الواحد أما في حالة استخدامه في الحالات التفجيرية يجب أن يصل نسبة اليورانيوم المخصب إلى 80% وعامل التحفيز النيتروني يجب أن يكون أكبر من الواحد، حيث إن عامل التحفيز النيتروني هو عدد النيترونات المستخدمة في إنشاء سلسلة التفاعلات "chain reaction" في المفاعل النووي.

تطبيقاته [عدل]



عملية الأنشطار النووي لليورانيوم

- يستخدم اليورانيوم في التطبيقات العسكرية في ما يسمى بالقاذفات الخارقة حيث يتم استعمال اليورانيوم المستنزف الذي يستطيع تدمير الأهداف المدرعة عند السرعات العالية. لهذه الشظايا اثر سلبي على البيئة كما حدث في أحداث حرب الخليج (متلازمة حرب الخليج).
- يستعمل اليورانيوم المستنزف كدرع واقي لبعض الحاويات المحتوية على مواد اشعاعية.
- يستخدم في جهاز حفظ التوازن في الطائرات بفضل وزنه الثقيل.
- يعد اليورانيوم وقودًا ممتازًا في المنشآت التي تعمل بالطاقة النووية.
- كما أن خواص اليورانيوم المشعة ونصف عمر العينة يجعله مناسبا لتقدير عمر الصخور النارية.
- تشغيل المحطات الضخمة لتوليد الكهرباء، وفي تحلية ماء البحر.[39]

اليورانيوم في العالم العربي [عدل]

الإمارات [عدل]

توجد خامات معدن اليورانيوم بدولة الإمارات العربية المتحدة بمدينة العين في منطقة (عين الفايضة) التي تبعد 15 كيلومترا جنوب مدينة العين، وكذلك في (جبل حفيت).

السعودية [عدل]

في المملكة العربية السعودية اكتشف اليورانيوم في صخور الجرانيت عند (جبل صايد) و(الصواوين) و(الحوية) و(جبل عابد) ومنطقة (قامة) و(القريات) و(غريبة).

الجزائر [عدل]

عرف وجود اليورانيوم في شمال الجزائر عند (أوليلس) و(جبل فلفلة) و(جبل عنق) و(البيمة) و(تيمجاوين)

مصر [عدل]

مقالة مفصلة: اليورانيوم في مصر

في مصر قد اكتشف اليورانيوم بمنطقة (العطشان) بوسط الصحراء الشرقية، وكذلك في جنوبها عند (الناقة) و(نقرب الفوقاني) و(الجزيرة)، وكذلك في الطبقات الرملية بشمال محافظة الفيوم وجبل القطراني، كما توجد نسب من اليورانيوم في صخور الفوسفات بمنطقة (القصير) و(سفاجة).

التعرض البشري [عدل]

يمكن أن يتعرض الشخص لليورانيوم أو نواتج اضمحلاله المشعة مثل الرادون عن طريق استنشاق الغبار في الهواء أو عن طريق تناول الماء والغذاء الملوثين. عادةً ما تكون كمية اليورانيوم في الهواء صغيرة جدًا. ومع ذلك، يكون الأشخاص الذين يعملون في المصانع التي تصنع الأسمدة الفوسفاتية، أو يعيشون بالقرب من المرافق الحكومية التي صنعت الأسلحة النووية، أو يعيشون أو يعملون بالقرب من ساحة معركة حديثة حيث تم استخدام أسلحة اليورانيوم المخصب أو يعيشون أو يعملون بالقرب من فحم حجري، أو المرافق التي تقوم بتعدين أو معالجة خام اليورانيوم، أو تخصيب اليورانيوم من أجل وقود المفاعلات، أكثر عُرضةً للتعرض المتزايد لليورانيوم.[40][41] قد يكون للبيوت أو المنشآت التي تقع فوق رواسب اليورانيوم (سواء ترسبات طبيعية أو من صنع الإنسان) أكثر عُرضةً للتعرض لغاز الرادون. حددت إدارة السلامة والصحة المهنية OSHA حد التعرض المسموح به للتعرض لليورانيوم في مكان العمل بمقدار 0.25 مغ / متر مكعب خلال 8 ساعات عمل. وضع المعهد الوطني للسلامة والصحة المهنية NIOSH حد التعرض الموصى به بمقدار 0.2 مجم / متر مكعب خلال يوم عمل لمدة 8 ساعات وحد قصير الأجل من 0.6 ملغم / متر مكعب. وعند مستويات 10 ملغم / متر مكعب، يشكل اليورانيوم خطرًا على الحياة والصحة.[42]

يفرز معظم اليورانيوم المبتلع أثناء عملية الهضم. ويُمتص 0.5٪ فقط عند ابتلاع أشكال غير قابلة للذوبان من اليورانيوم مثل أكسيده، في حين يمكن أن يصل امتصاص أيون اليورانيل القابل للذوبان إلى 5٪. ومع ذلك، تميل مركبات اليورانيوم القابلة للذوبان إلى المرور بسرعة عبر الجسم، في حين تشكل مركبات اليورانيوم غير القابلة للذوبان وخاصةً عند استنشاقها عن طريق الغبار في الرئتين خطرًا أكثر بكثير. بعد دخول مجرى الدم، يميل اليورانيوم الممتص إلى التراكم الحيوي ويظل لسنوات عديدة في النسيج العظمي بسبب تقارب اليورانيوم في الفوسفات. لا يتم امتصاص اليورانيوم من خلال الجلد، ولا تستطيع جسيمات ألفا التي يطلقها اليورانيوم اختراق الجلد.

ينتج اليورانيوم المدمج أيونات اليورانيل، والتي تتراكم في العظام والكبد والكلى والأنسجة التناسلية. يمكن تطهير اليورانيوم من السطوح الفولاذية[43] وطبقات المياه الجوفية.[44]

الآثار والاحتياطات [عدل]

يمكن أن يتأثر الأداء الطبيعي للكلى والدماغ والكبد والقلب والأنظمة الأخرى بالتعرض لليورانيوم؛ لأن اليورانيوم يُعتبر معدنًا سامًا إلى جانب كونه ضعيف الإشعاع.[45][46] كما يُعدُّ اليورانيوم مادة سامة تؤثر على الصحة الإنجابية أيضًا.[47][48] عادةً ما تكون التأثيرات الإشعاعية محدودة لأن إشعاع ألفا الذي يمثل الشكل الأساسي لاضمحلال 238 له مدى قصير جدًا ولا يخترق الجلد. وقد ثبت أن إشعاع ألفا من اليورانيوم المستنشق يسبب سرطان الرئة في العمال العاملين في استخراج اليورانيوم.[49] ثبت أيونات اليورانيوم مثل من ثالث أكسيد اليورانيوم أو نترات اليورانيل ومركبات اليورانيوم السداسي التكافؤ الأخرى تسبب عيوب خلقية وتلف الجهاز المناعي في حيوانات المختبر.[50] بينما نشر مركز دراسة واحدة مفادها أنه لم يُنظر إلى أي سرطان بشري نتيجة للتعرض لليورانيوم الطبيعي أو المستنفذ،[51] كما أن التعرض لليورانيوم ومنتجاته المتحللة، وخاصةً غاز الرادون، معروفة على نطاق واسع وتهدد الصحة. لا يرتبط التعرض للسترونتيوم -90 واليود-131 ومنتجات الانشطار الأخرى بالتعرض لليورانيوم، ولكن قد ينتج عن الإجراءات الطبية أو التعرض لوقود المفاعل المستهلك أو التداعيات الناجمة عن الأسلحة النووية.[52] على الرغم من أن التعرض للاستنشاق العرضي لتركيزات عالية من سادس فلوريد اليورانيوم أدى إلى الوفيات البشرية، إلا أن هذه الوفيات كانت مرتبطة بتوليد حمض الهيدروفلوريك عالي السمية وفلوريد اليورانيل بدلاً من اليورانيوم نفسه.[53] يُصنّف معدن اليورانيوم المنشطر تحت المواد القابلة للاشتعال الحريق، لأن اليورانيوم قابل للاشتعال. سوف تشتعل الحبيبات الصغيرة تلقائيًا في الهواء عند درجة حرارة الغرفة.

عادةً ما يتم التعامل مع معدن اليورانيوم باستخدام القفازات كإجراء احترازي كاف.[54] يتم التعامل مع تركيز اليورانيوم واحتواءه لضمان عدم استنشاق الناس أو استيعابه.

بعض المراجعات التي أجريت عام 2004 عن سمية اليورانيوم[55]

جهاز الجسم	الأبحاث البشرية	أبحاث حيوانات المختبر	*أبحاث المختبر*
الكلى	مستويات مرتفعة من إفراز البروتين وإدرار البول	أضرار لحقت بالأنبيبات الملتوية القريبة، ووجود خلايا ميتة المصبوغة من الظهارة الأنبوبية، وحدوث قصور كلوي	لا توجد دراسات كافية
الدماغ والجهاز العصبي	انخفاض الأداء في الاختبارات العصبية المعرفية	تسمم الأسيتيل كولين الحاد والذي اعتمد على الجرعة في القشرة الدماغية، والدماغ الأوسط، مع بعض التغيرات الكهربية في الحصين	لا توجد دراسات كافية
الحمض النووي	تقارير بزيادة نسبة حدوث السرطان[56][57][58][59][60][61]	زيادة الطفرات في الفئران وقابلية حدوثالأورام	ظهور خلايا مزدوجة النواة بأنوية قصيرة، وتثبيط حركية دورة الخلية، وزيادة النمط الظاهري للورم.
العظام والعضلات	لا توجد دراسات كافية	تثبيط تكوين العظم اللثوي. و التئام الجروح السنخية	لا توجد دراسات كافية
الجهاز التناسلي	زيادة نسبة الأطفال الإناث لدى عمال مناجم اليورانيوم	ضمور أنبوبي بوزي يتراوح من المعتدل إلى الشديد ووجود حويصلات فراغية في الخلايا البينية.	لا توجد دراسات كافية
الجهاز التنفسي	لم يتم الابلاغ عن تأثيرات جانبية	احتقان الأنف الشديد ونزيف، والتليف الرئوي، والوذمة الرئوية، سرطان الرئة	لا توجد دراسات كافية
الجهاز الهضمي	إسهال وتقيؤ وزيادة إفراز الألبومين في البول	لا توجد دراسات كافية	لا توجد دراسات كافية
الكبد	لم يتم الابلاغ عن تأثيرات جانبية	تليف الكبدي والتنخر البؤري	لا توجد دراسات كافية
الجلد	لم يتم الابلاغ عن تأثيرات جانبية	تورم خلايا البشرة مع تضرر بصيلات الشعر والغدد الدهنية	لا توجد دراسات كافية
الأنسجة المحيطة بالأجزاء المخترقة للجسم	زيادة إفراز اليورانيوم في البول	ارتفاع تركيزات اليورانيوم في البول، واضطرابات في الاختبارات البيوكيميائية والنفسية العصبية	لا توجد دراسات كافية
الجهاز المناعي	الالتهابات المزمنة، والطفح الجلدي، والتهابات الأذن، والتهابات العين، وتساقط الشعر، وفقدان الوزن، والسعال. قد يكون ذلك بسبب التعرض الكيميائي المشترك بدلاً من اليورانيوم المخصب وحده.	لا توجد دراسات كافية	لا توجد دراسات كافية
العينين	لا توجد دراسات كافية	التهاب الملتحمة، والتهاب تهيجي، وذمة العين، وتقرح حويصلات الملتحمة.	لا توجد دراسات كافية
الدم	لا توجد دراسات كافية	انخفاض عدد كرات الدم الحمراء وتركيز الهيموجلوبين	لا توجد دراسات كافية
الجهاز الدوري	التهاب عضلة القلب الناتج عن ابتلاع اليورانيوم، والذي ينتهي بعد ستة أشهر من الابتلاع	لا توجد تأثيرات	لا نوجد أبحاث

وصلات خارجية [عدل]

- مواقع المفاعلات النووية حول العالم. (إنجليزي)
- اليورانيوم من الموسوعة العربية العالمية.
- U.S. EPA: Radiation Information for Uranium
- "What is Uranium?" from الجمعية النووية العالمية
- Nuclear fuel data and analysis from the إدارة معلومات الطاقة الأمريكية
- Current market price of uranium
- World Uranium deposit maps
- Annotated bibliography for uranium from the Alsos Digital Library
- NLM Hazardous Substances Databank—Uranium, Radioactive
- CDC - NIOSH Pocket Guide to Chemical Hazards
- Mining Uranium at Namibia's Langer Heinrich Mine
- World Nuclear News
- ATSDR Case Studies in Environmental Medicine: Uranium Toxicity U.S. وزارة الصحة والخدمات البشرية
- Uranium at *The Periodic Table of Videos* (University of Nottingham)

في كومنز صور وملفات عن: يورانيوم

ابحث عن uranium في ويكاموس.

المراجع [عدل]

1. ^ *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements: Third Edition* by L.R. Morss, N.M. Edelstein, J. Fuger, eds. (Netherlands: Springer, 2006.)
2. ^ *BNL-NCS 51363, vol. II* (1981), pages 835ff
3. ^ Hoffman, D. C.; Lawrence, F. O.; Mewherter, J. L.; Rourke, F. M. (1971). "Detection of Plutonium-244 in Nature". *Nature*. **234** (5325): 132–134. Bibcode:1971Natur.234..132H. doi:10.1038/234132a0.
4. ^ "Uranium Isotopes". مؤرشف من الأصل في 2 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 14 مارس 2012.
5. ^ "WWW Table of Radioactive Isotopes". *Lawrence Berkeley National Laboratory, Berkeley, US*. مؤرشف من الأصل في 11 مايو 2015.
6. ^ Emsley 2001، صفحة 479.
7. ^ "U.S. to pump money into nuke stockpile, increase security," *RIA Novosti* 18 February 2010 نسخة محفوظة 02 مارس 2013 على موقع واي باك مشين.
37. ^ "uranium". *Encyclopedia of Espionage, Intelligence, and Security*. The Gale Group, Inc. مؤرشف من الأصل في 27 يوليو 2011. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
38. ^ Glaser, Alexander & von Hippel, Frank N. (February 2006). "Thwarting Nuclear Terrorism". *Scientific American*. **294** (2): 56–63. Bibcode:2006SciAm.294b..56G. doi:10.1038/scientificamerican0206-56. PMID 16478027. مؤرشف من الأصل في 3 ديسمبر 2013.
39. ^ اليورانيوم - كنوز الصحارى العربية - دائرة معارف ماجد
40. ^ "Radiation Information for Uranium". U.S. Environmental Protection Agency. مؤرشف من الأصل في 7 سبتمبر 2015. اطلع عليه بتاريخ 31 يوليو 2009.
41. ^ "ToxFAQ for Uranium". Agency for Toxic Substances and Disease Registry. September 1999. مؤرشف من الأصل في 4 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 18 فبراير 2007.

- Emsley, John (2001). "Uranium". *Nature's Building Blocks: An A to Z Guide to the Elements*. أكسفورد: دار نشر جامعة أكسفورد. صفحات 476–482. ISBN 0-19-850340-7. مؤرشف من الأصل في 08 مارس 2020.
- Seaborg, Glenn T. (1968). "Uranium". *The Encyclopedia of the Chemical Elements*. سكوكي (إلينوي): Reinhold Book Corporation. صفحات 773–786. LCCCN 68-29938.

انظر أيضًا [عدل]

- وقود نووي
- انشطار نووي
- يورانيوم-235
- يورانيوم-236
- بلوتونيوم-239
- سلاح نووي
- تقنية نووية

في كومنز صور وملفات عن: يورانيوم

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع·ن·ت تقانة نووية
ع·ن·ت مواضيع الطاقة النووية
ع·ن·ت مشروع مانهاتن
ع·ن·ت مركبات يورانيوم

ضبط استنادي	GND: 4187153-4 · LCCN: sh85141276 · NARA: 10644103 · NARA: 10644103 · NDL: 00574039
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-61-1 · ***ZVG number***: 7920 · ***RTECS number***: YR3490000 · ***ECHA***: 100.028.336 · ***PubChem CID***: 23989 · ***ChEBI ID***: 49936 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID1042522 · ***ChemSpider ID***: 22425 · ***EC no.***: 231-170-6 · ***Gmelin number***: 16315 · ***UNII***: 4OC371KSTK

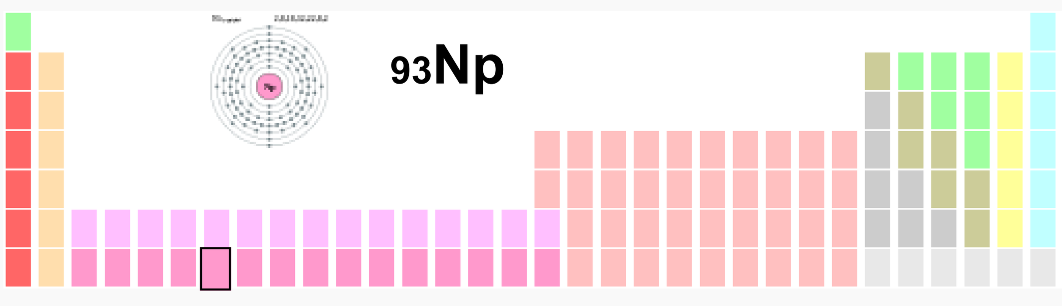
بوابة طاقة | بوابة العناصر الكيميائية | بوابة الكيمياء | بوابة طاقة نووية
تصنيفات: يورانيوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية | عناصر مشعة | مركبات اليورانيوم | مشروع مانهاتن | مفاعلات الماء الخفيف | مواد نووية | وقود نووي

نبتونيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

النبتونيوم عنصر كيميائي له الرمز **Np** والعدد الذري 93 في الجدول الدوري وهو من الأكتينيدات.[3][4][5]

بلوتونيوم → **نبتونيوم** ← يورانيوم



المظهر

فلزي فضي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نبتونيوم، 93، Np
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	(237) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $7s^2$ $6d^1$ $5f^4$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 22, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	20.45 [1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	910 ك، 637 °س، 1179 °ف
نقطة الغليان	4273 ك، 4000 °س، 7232 °ف
حرارة الانصهار	3.20 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	336 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	29.46 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	2194	2437				

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	7, 6, **5**, 4, 3 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.36 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 604.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	155 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	190±1 بيكومتر
خواص أخرى	
بنية بلورية ملاحظة	نظام بلوري معيني قائم
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[2]
مقاومة كهربائية	(22 °C) 1.220 ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	6.3 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7439-99-8

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر النبتونيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{235}Np	مصطنع	396.1 يوم	α	5.192	^{231}Pa
			ε	0.124	^{235}U
^{236}Np	مصطنع	1.54×10^5 سنة	ε	0.940	^{236}U
			β^-	0.940	^{236}Pu
			α	5.020	^{232}Pa
^{237}Np	مصطنع	2.144×10^6 سنة	ا.ت & α	4.959	^{233}Pa

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: نبتونيوم

مراجع [عدل]

1. ^ Criticality of a ^{237}Np Sphere
2. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
3. ^ Fried, S. (1954). "Neptunium". In Seaborg, G. T.; Katz, J. J (المحررون). *The Actinide Elements*. New York: McGraw-Hill. صفحة 471.
4. ^ Damien, D.; Berger, R. (1976). Spitsyn, V. I.; Katz, J. J (المحررون). *Supplement to Journal of Inorganic Nuclear Chemistry - Moscow Symposium - On the Chemistry of Transuranium Elements*. Oxford: Pergamon Press. صفحات 109–16.
5. ^ The Basic Dry Chemistry of Neptunium, *(1947) Report MDDC-1332, United States Atomic Energy Commission - Argonne National Laboratory, Declassified: July 18, 1947*. نسخة محفوظة *24 أغسطس 2013* على موقع *واي باك مشين*.

ع · ن · ت الجدول الدوري <
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

ضبط استنادي	GND: 4171471-4 · LCCN: sh85090879
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7439-99-8 · ***PubChem CID***: 23933 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID5074840 · ***ChEBI ID***: 33387 · ***ECHA***: 100.028.280 · ***ChemSpider ID***: 22375 · ***EC no.***: 231-108-8 · ***UNII***: 6200K977BQ

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة طاقة نووية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: نبتونيوم | أكتينيدات | جميع الانحيازات المرتبطة بالدقة | عناصر كيميائية | مواد نووية

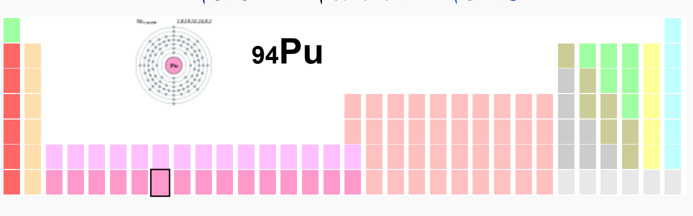
ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Polski
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات:
124
عدل الوصلات

بلوتونيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البلوتونيوم (بالإنجليزية: Plutonium)هو معدن ثقيل جداً وعالي الكثافة، أكثف من الرصاص بـ 1,74 مرة تقريباً، مشعٌّ وسام، وعددهُ الذري 94، اكتُشفَ في الولايات المتحدة عام 1940م كحال اليورانيوم 235 فهو عنصر قابل للانشطار، الذي تُستَخدم طاقته لصناعة القنابل النووية ويستخدم في إنتاج الطاقة في بعض المفاعلات النووية يُستخدم أيضاً في المختبرات.

أمريسيوم → **بلوتونيوم** ← نبتونيوم



Sm ↑ Pu ↓ -

المظهر

أبيض فضي

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بلوتونيوم، 94، Pu
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	(244) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^6$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 24, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	19.816 غ·سم$^{-3}$
كثافة السائل عند نقطة الانصهار	16.63 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	912.5 ك، 639.4 °س، 1182.9 °ف
نقطة الغليان	3505 ك، 3228 °س، 5842 °ف
حرارة الانصهار	2.82 كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	333.5 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	35.5 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$

ضغط البخار

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1756	1953	2198	2511	2926	3499

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	7, 6, 5, **4**, 3 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.28 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 584.7 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	159 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	1±187 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري أحادي الميل
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة[1]
مقاومة كهربائية	1.460 ميكروأوم·متر (0 °س)
الناقلية الحرارية	6.74 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
التمدد الحراري	46.7 ميكرومتر·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (25 °س)
سرعة الصوت	2260 متر/ثانية
معامل يونغ	96 غيغاباسكال
معامل القص	43 غيغاباسكال
نسبة بواسون	0.21
رقم CAS	7440-07-5

النظائر الأكثر ثباتاً

المقالة الرئيسية: نظائر البلوتونيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{238}Pu	مصطنع	87.74 سنة	ا.ت	204.66[2]	—
			α	5.5	^{234}U
^{239}Pu	نادر	2.41 × 10^4 سنة	ا.ت	207.06	—
			α	5.157	^{235}U
^{240}Pu	مصطنع	6.5 × 10^3 سنة	ا.ت	205.66	—
			α	5.256	^{236}U
^{241}Pu	مصطنع	14 سنة	$β^-$	0.02078	^{241}Am
			ا.ت	210.83	—
^{242}Pu	مصطنع	3.73 × 10^5 سنة	ا.ت	209.47	—
			α	4.984	^{238}U
^{244}Pu	نادر	8.08 × 10^7 سنة	α	4.666	^{240}U
			ا.ت		—

ع • ن • ت

أصله [عدل]

البلوتونيوم عُنصُر كيميائي ينتج حصريّاً منذ 1940م إلى يومنا هذا، ينتج البلوتونيوم من قذف نظير الديتيريوم على كتلة من اليورانيوم في المفاعلات النووية، نتيجة لتحول أجزاء من اليورانيوم (بواسطة انبعاث النيوترونات) الذي يكون الوقود النووي، المفاعل النووي ينتج تقريبا 0.8 ذرة بلوتونيوم 239 لكل انشطار من اليورانيوم 235، أي 1 غرام من البلوتونيوم تقريباً يوميًا.

اكتشافه [عدل]

أفاد إنريكو فيرمي وفريق من العلماء في جامعة روما سابينزا أنهم اكتشفوا العنصر 94 في عام 1934م.[3] وصف فيرمي العنصر بـ "hesperium" وذكره في محاضرة نوبل التي ألقاها في عام 1938.[4] كانت العينة في الواقع عبارة عن خليط من الباريوم والكريبتون وعناصر أخرى، ولكن لم يكن هذا معروفًا في ذلك الوقت.[5] تم اكتشاف الانشطار النووي في ألمانيا في عام 1938 على يد أوتو هان وفريتز ستراسمان . ثم تم تفسير آلية الانشطار نظريًا من قبل ليز مايتنر وأوتو روبرت فريش.[6]

كان غلين سيبورغ وفريقه في بيركلي أول من أنتج البلوتونيوم.

تم إنتاج البلوتونيوم (على وجه التحديد، بلوتونيوم 238) لأول مرة وعزله في 14 ديسمبر 1940، وتم تصنيفه كيميائيًا في 23 فبراير 1941، على يد غلين سيبورغ، وإدوين ماكميلان، وجوزيف كينيدي، وآرثر واهل عن طريق قذف اليوترون لليورانيوم في جهاز سيكلوترون 60 سم (150 سم) في مختبر لورنس بيركلي الوطني للإشعاع في جامعة كاليفورنيا، بيركلي.[7][8] في تجربة عام 1940، تم إنشاء النبتونيوم 238 مباشرة بواسطة القصف ولكن تم تحطيمها عن طريق انبعاث بيتا مع عمر نصف يزيد قليلًا عن يومين، مما يشير إلى تكوين العنصر 94.[9]

تم إعداد ورقة توثق الاكتشاف من قبل الفريق وأرسلت إلى مجلة Physical Review في مارس 1941، ولكن تأخر النشر حتى بعد عام من نهاية الحرب العالمية الثانية بسبب مخاوف أمنية.[10] في مختبر كافنديش في كامبريدج، أدرك إيغون بريتشير ونورمان فيذر أن المفاعل النيوتروني البطيء المزود باليورانيوم من شأنه نظريًا إنتاج كميات كبيرة من البلوتونيوم 239 كمنتج ثانوي، وحسبوا أن العنصر 94 سيكون قابلًا للانشطار، وله ميزة إضافية تتمثل في كونه يختلف كيميائيًا عن اليورانيوم، ويمكن فصله بسهولة عنه.[11]

وقد أطلق ماكميلان مؤخراً على أول عنصر من النبتونيوم في ما بعد اليورانيوم بعد الكوكب نبتون (Neptune)، واقترح تسمية العنصر 94، الذي يمثل العنصر التالي في السلسلة، لما اعتبره الكوكب التالي، بلوتو.[note 1][12] اقترح نيكولاس كيمر من فريق كامبريدج بشكل مستقل نفس الاسم، بناءً على نفس المنطق مثل فريق بيركلي. اعتبر سيبورغ في الأصل اسم "البلوتوم"، ولكن في وقت لاحق اعتقد أنه ليس جيدًا مثل "البلوتونيوم".[14] اختار الحروف "بو" على سبيل المزاح، في إشارة إلى "PU" للإشارة إلى وجود رائحة مثيرة للاشمئزاز، والتي مرت دون إشعار في الجدول الدوري.[14] كانت هناك أسماء بديلة نظر فيها سيبورغ وآخرون مثل "ultimium" أو "التطرف" بسبب الاعتقاد الخاطئ بأنهم عثروا على آخر عنصر كيميائي في الجدول الدوري.[15]

عُثر على أن التركيب الكيميائي للبلوتونيوم يشبه اليورانيوم بعد بضعة أشهر من الدراسة الأولية. واستمر البحث المبكر في مختبر الميتالورجيك السري التابع لجامعة شيكاغو. في 20 أغسطس 1942، تم عزل كمية ضئيلة من هذا العنصر وقياسها للمرة الأولى. تم إنتاج حوالي 50 ميكروغرام من البلوتونيوم 239 مع اليورانيوم ومنتجات الانشطار وتم عزل 1 ميكروغرام فقط.[16][17] مكن هذا الإجراء الكيميائيين من تحديد الوزن الذري للعنصر الجديد.[note 2][18] في 2 ديسمبر 1942، على ملعب مضرب تحت المدرج الغربي في جامعة ستيغ في شيكاغو، قام باحثون برئاسة إنريكو فيرمي بأول تفاعل متسلسل ذاتي الاستدامة في جرافيت وكد اليورانيوم المعروف باسم CP-1. باستخدام المعلومات النظرية التي تم الحصول عليها من تشغيل CP-1، قامت دوبونت ببناء مفاعل إنتاج تجريبي تبرد بالهواء، والمعروف باسم X-10، ومرفق فصل كيميائي رائد في أوك ريدج. قام مرفق الفصل، باستخدام الطرق التي طورها غلين سيبورغ وفريق من الباحثين في مختبر ميت Met Lab، بإزالة البلوتونيوم من اليورانيوم المشع في مفاعل X-10. كانت المعلومات الواردة من CP-1 مفيدة أيضًا لعلماء مختبر ميت Met Lab الذين صمموا مفاعلات إنتاج البلوتونيوم المبردة بالماء في هانفورد. بدأ البناء في الموقع في منتصف عام 1943.[19]

في نوفمبر 1943 تم اختزال بعض ثلاثي فلوريد البلوتونيوم لتُصنع أول عينة من معدن البلوتونيوم: بضع ميكروغرامات من الخرز المعدني. تم إنتاج ما يكفي من البلوتونيوم لجعله أول عنصر صناعي الصنع يمكن رؤيته بالعين المجردة.[20]

تمت دراسة الخصائص النووية للبلوتونيوم 239. وجد الباحثون أنه عندما يصاب نيوترون فإنه ينشطر عن طريق إطلاق المزيد من النيوترونات والطاقة. يمكن لهذه النيوترونات أن تضرب ذرات أخرى من البلوتونيوم 239 وما إلى ذلك في تفاعل متسلسل سريع بشكل سريع. هذا يمكن أن يؤدي إلى انفجار كبير بما يكفي لتدمير مدينة إذا تم تركيز ما يكفي من النظائر لتشكيل كتلة حرجة.

خلال المراحل المبكرة من البحث، تم استخدام الحيوانات لدراسة آثار المواد المشعة على الصحة. بدأت هذه الدراسات عام 1944 في مختبر كاليفورنيا للإشعاع في بيركلي، وأجراها جوزيف ج. هاملتون. كان هاميلتون يتطلع إلى الإجابة عن أسئلة حول كيفية اختلاف البلوتونيوم في الجسم تبعًا لنمط التعرض (الابتلاع عن طريق الفم، والاستنشاق، والامتصاص من خلال الجلد)، ومعدلات الاحتفاظ، وكيفية تثبيت البلوتونيوم في الأنسجة وتوزيعه بين الأعضاء المختلفة. بدأ هاملتون بإعطاء أجزاء ميكروجرام قابلة للذوبان من مركبات البلوتونيوم 239 إلى الجرذان باستخدام حالات تكافؤ مختلفة وطرق مختلفة لإدخال البلوتونيوم (عن طريق الفم، في الوريد، وما إلى ذلك). وفي نهاية المطاف، أجرى المختبر في شيكاغو تجارب حقن البلوتونيوم الخاصة به باستخدام حيوانات مختلفة مثل الفئران والأرانب والأسماك وحتى الكلاب. أظهرت نتائج الدراسات التي أجريت في بيركلي وشيكاغو أن السلوك الفيزيولوجي للبلوتونيوم اختلف بشكل كبير عن سلوك الراديوم. وكانت النتيجة الأكثر إثارة للقلق أن هناك ترسبًا كبيرًا للبلوتونيوم في الكبد وفي جزء "التمثيل الفعال" للعظام. وعلاوةً على ذلك، اختلف معدل إزالة البلوتونيوم في الفضلات بين أنواع الحيوانات بنسبة تصل إلى خمسة أضعاف. جعل مثل هذا التنوع من الصعب للغاية تقدير ما سيكون المعدل بالنسبة للبشر.[21]

التطبيقات [عدل]

النظير بلوتونيوم 239 هو مفتاح عملية الانشطار في مكونات السلاح النووي، ذلك بسبب توافره وسهولة انشطاره، تغليف تجويف القنبلة في التصميم يؤدي إلى تقليل كمية البلوتونيوم المطلوبة للوصل إلى الكتلة الحرجة عبر عكس النيوترونات الهاربة إلى مركز البلوتونيوم، هذا يؤدي إلى تقليص الكمية من 16 كجم إلى 10 كجم، وبالتالي تصبح قياسات الكرة حوالي 10 سم، هذه الكتلة الحرجة هي حوالي ثلث كتلة اليورانيوم 235.

توضيح [عدل]

البلوتونيوم معدن ثقيل جدّاً، وهش، وصلب في درجات الحرارة الاعتيادية ولهُ درجة ذوبان منخفضة نسبياً (640)°س. البلوتونيوم هو أحد الفضلات النووية في المفاعلات النووية المدنية لتوليد الطاقة الكهربائية

تكوين البلوتونيوم [عدل]

يُكون البلوتونيوم 239 بثلاث خطوات هي:

1. إكساب اليورانيوم 238 نيوترونات لتحويله إلى يورانيوم 239.
2. تحول اليورانيوم 239(نصف العمر: 23 دقيقة) إلى نبتونيوم 239.
3. تحول النبتونيوم 239 (نصف العمر: 2.3 يوم) إلى بلوتونيوم 239.

البلوتونيوم عنصر شديد الإشعاع ولكن النظائر 238 و241 هما الأكثر إشعاعاً ويسببان أمراضاً خطيرة، يتفاعل مع الماء والأوكسجين والأحماض ولكنه لا يتفاعل مع القواعد.

المراجع [عدل]

1. ^ Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Handbook of Chemistry and Physics 81st edition, CRC press.
2. ^ BNL-NCS 51363, vol. II (1981), pages 835ff
3. ^ Holden, Norman E. (2001). "A Short History of Nuclear Data and Its Evaluation". 51st Meeting of the USDOE Cross Section Evaluation Working Group. Upton (NY): National Nuclear Data Center, Brookhaven National Laboratory. مؤرشف من الأصل في 8 نوفمبر 2017. اطلع عليه بتاريخ January 3, 2009.
4. ^ Fermi, Enrico (December 12, 1938). "Artificial radioactivity produced by neutron bombardment: Nobel Lecture" (PDF). Royal Swedish Academy of Sciences. مؤرشف من الأصل (PDF) في 22 يوليو 2004.
5. ^ Darden, Lindley (1998). "The Nature of Scientific Inquiry". College Park: Department of Philosophy, University of Maryland. مؤرشف من الأصل في 17 أغسطس 2012. اطلع عليه بتاريخ January 3, 2008.
6. ^ Bernstein 2007، صفحات 44–52.
7. ^ Seaborg, Glenn T. "An Early History of LBNL: Elements 93 and 94". Advanced Computing for Science Department, Lawrence Berkeley National Laboratory. مؤرشف من الأصل في 5 نوفمبر 2014. اطلع عليه بتاريخ 17 سبتمبر 2008.
8. ^ Glenn T. Seaborg. "The plutonium story". Lawrence Berkeley Laboratory, University of California. LBL-13492, DE82 004551. مؤرشف من الأصل في 16 مايو 2013.
9. ^ Emsley 2001، صفحات 324–329
10. ^ Seaborg & Seaborg 2001، صفحات 71–72.
11. ^ Clark 1961، صفحات 124–125.
12. ^ Heiserman 1992، صفحة 338
13. ^ Heiserman 1992، صفحة 338.
14. ↑ أ ب Clark, David L.; Hobart, David E. (2000). "Reflections on the Legacy of a Legend: Glenn T. Seaborg, 1912–1999" (PDF). Los Alamos Science. 26: 56–61, on 57. مؤرشف من الأصل (PDF) في 3 يونيو 2016. اطلع عليه بتاريخ 15 فبراير 2009.
15. ^ "Frontline interview with Seaborg". Frontline. Public Broadcasting Service. 1997. مؤرشف من الأصل في 3 أبريل 2019. اطلع عليه بتاريخ December 7, 2008.
16. ^ Miner 1968، صفحة 541
17. ^ Glenn T. Seaborg (1977). "History of MET Lab Section C-I, April 1942 – April 1943". California Univ., Berkeley (USA). Lawrence Berkeley Lab. doi:10.2172/7110621.
18. ^ "Room 405, George Herbert Jones Laboratory". National Park Service. مؤرشف من الأصل في February 8, 2008. اطلع عليه بتاريخ 14 ديسمبر 2008.
19. ^ "Periodic Table of Elements". Los Alamos National Laboratory. مؤرشف من الأصل في 12 فبراير 2019. اطلع عليه بتاريخ 15 سبتمبر 2015.
20. ^ Miner 1968، صفحة 540
21. ^ "Plutonium". Atomic Heritage Foundation. مؤرشف من الأصل في 6 مايو 2019. اطلع عليه بتاريخ 15 سبتمبر 2015.

اقرأ أيضًا [عدل]

- وحدة تسخين بالنظائر المشعة
- بطارية نظائر مشعة
- وقود نووي
- بلوتونيوم-239

في كومنز صور وملفات عن: بلوتونيوم

وسوم <ref> موجودة لمجموعة اسمها "note"، ولكن لم يتم العثور على وسم <references group="note"/> أو هناك وسم </ref> ناقص

ع • ن • ت الجدول الدوري
ع • ن • ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ع • ن • ت تقانة نووية
ع • ن • ت مشروع مانهاتن

ضبط استنادي	GND: 4136381-4 · LCCN: sh85103582 · NDL: 00569238
معرفات كيميائية	PubChem CID: 23940 · KEGG ID: C19159 · CAS Number: 7440-07-5 · EC no.: 231-117-7 · ChemSpider ID: 22382 · ECHA: 100.028.288 · DSSTOX substance identifier: DTXSID4064682 · ChEBI ID: 33388 · UNII: 53023GN24M

بوابة الكيمياء · بوابة تاريخ العلوم · بوابة الحرب العالمية الثانية · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الفيزياء · بوابة طاقة نووية

تصنيفات: بلوتونيوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية | عوامل مسرطنة | مشروع مانهاتن | مواد نووية | نفايات إشعاعية

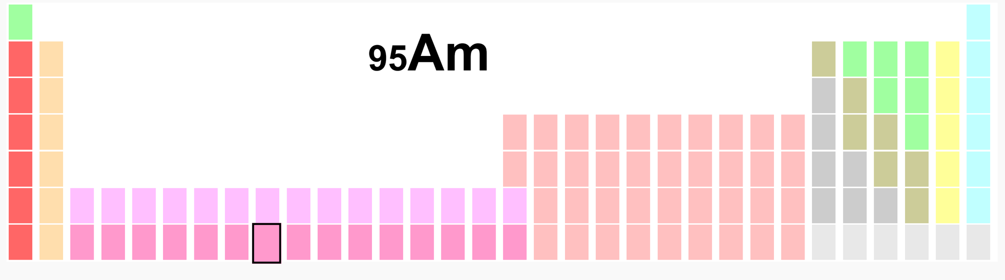
أمريسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

(بالتحويل من أمريكيوم)

الأمريسيوم هو عنصر كيميائي اصطناعي يرمز له بالرمز Am وعدده الذري 95. الأمريسيوم هو عنصر معدني من الأكتينيدات ذو نشاط إشعاعي يتم تصنيعه عبر قصف البلوتونيوم بالنيوترونات. وقد أعطي هذا العنصر اسمه نسبة إلى الأمريكيتين تماماً كما هو حال عنصر اليوروبيوم الذي سمي نسبة إلى أوروبا.

كوريوم → **أمريسيوم** ← بلوتونيوم



المظهر	
أبيض فضي	

الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أمريسيوم، 95، Am
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	(243) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^7\ 7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 25, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	12 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1449 ك، 1176 °س، 2149 °ف
نقطة الغليان	2880 ك، 2607 °س، 4725 °ف
حرارة الانصهار	14.39 كيلوجول·مول$^{-1}$
السعة الحرارية (عند 25 °س)	62.7 جول·مول$^{-1}$·كلفن$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1239	1356				

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	7, 6, 5, 4, **3**, 2 (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 578 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	173 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	180±6 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	نظام بلوري سداسي
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
مقاومة كهربائية	0.69[1] ميكروأوم·متر
الناقلية الحرارية	10 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-35-9
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الأمريسيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{241}Am	مصطنع	432.2 سنة	ا.ت	-	-
			α	5.486	^{237}Np
^{242m}Am	مصطنع	141 سنة	م.ن	0.049	^{242}Am
			α	5.637	^{238}Np
			ا.ت	-	-
^{243}Am	مصطنع	7370 سنة	ا.ت	-	-
			α	5.275	^{239}Np

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

الخواص [عدل]

لفلز الأمريسيوم لون أبيض فضي لامع، يخفت لونه عند درجة حرارة الغرفة نتيجة التعرض للهواء الجاف. لونه أكثر فضية من البلوتونيوم أو النبتونيوم وهو مطاوع أكثر من النبتونيوم أو اليورانيوم.

إصدار ألفا الناتج من ^{241}Am يعادل تقريباً ثلاثة أمثال الصادر من الراديوم، بالتالي فإن غرامات قليلة من الأمريسيوم تصدر أشعة غاما بشكل معتبر، مما يؤدي إلى مشاكل التعرض للإشعاع عند التعامل مع هذا العنصر.

الأمريسيوم مادة انشطارية بحد ذاتها؛ الكتلة الحرجة اللازمة من أجل كرة غير مرتدة *unreflected sphere* من ^{241}Am هي تقريباً 60 كغ. من المستبعد استخدام الأمريسيوم كمادة انشطارية للأسلحة، لأن كتلته الحرجة الدنيا هي أكبر بكثير من التي تم الحصول عليها مقارنة مع نظائر البلوتونيوم أو اليورانيوم.[2]

التطبيقات [عدل]

يعد فلز الأمريسيوم العنصر المصطنع الوحيد الذي وجد له تطبيقات في الحياة اليومية، حيث يدخل في بعض أنواع *حساسات الدخان smoke detector* التي تحوي كميات ضئيلة منه (حوالي 0.2 ميكروغرام من ^{241}Am كمصدر للإشعاع المؤين. تم استخدام ^{241}Am كمصدر متنقل لأشعة غاما في التصوير الإشعاعي.

التاريخ [عدل]

تم عزل الأمريسيوم لأول مرة من قبل كل من غلين سيبورغ، وليون مورغان، ورالف جيمس، وألبيرت غيورسو ، وذلك في أواخر عام 1944 أثناء وقت الحرب في معهد التعدين في جامعة شيكاغو والذي يعرف الآن *مختبر آرغون الوطني Argonne National Laboratory*. حصل فريق العمل على النظير ^{241}Am من إخضاع البلوتونيوم 239 إلى تفاعلات التقاط نيوترون متتابعة في مفاعل نووي، مما أدى إلى تشكيل ^{240}Pu ومن ثم ^{241}Pu والذي بدوره يتحول إلى ^{241}Am عن طريق *تفكك بيتا (اضمحلال بيتا) beta decay*.

$$^{239}\mathrm{Pu} + \mathrm{n} \longrightarrow {}^{240}\mathrm{Pu} + \gamma$$

$$^{240}\mathrm{Pu} + \mathrm{n} \longrightarrow {}^{241}\mathrm{Pu} + \gamma$$

$$99,9975\%\,{}^{241}\mathrm{Pu} \xrightarrow{\beta^-} {}^{241}\mathrm{Am}$$

$$0,0025\%\,{}^{241}\mathrm{Pu} \xrightarrow{\alpha} {}^{237}\mathrm{U}$$

حصل سيبورغ على براءة اختراع لـ"العنصر 95 وطريقة إنتاج العنصر المذكور".[3] تم الإعلان عن اكتشاف عنصري الأمريسيوم والكوريوم بشكل غير رسمي في مسابقة ثقافية للأطفال عام 1945.[4]

النظائر [عدل]

تم تعيين 18 نظير للأمريسيوم، ويعد النظير ^{243}Am أثبتها حيث أن عمر النصف له 7370 سنة، بالإضافة إلى ^{241}Am بعمر نصف قدره 432.2 سنة. أما النظائر الأخرى المتبقية فهي نظائر مشعة عمر النصف لها أقل من 51 ساعة، وأغلب هذه أيضاً لها عمر نصف أقل من 100 دقيقة.

لعنصر الأمريسيوم أيضاً 8 متماكبات نووية أثبتها ^{242m}Am حيث أن $t_{1/2}$ له 141 سنة. يتراوح الوزن الذري لنظائر الأمريسيوم من 231.046 و.ك.ذ ^{231}Am إلى 249.078 و.ك.ذ ^{249}Am.

المراجع [عدل]

1. ^ Muller, W.; Schenkel, R.; Schmidt, H. E.; Spirlet, J. C.; McElroy, D. L.; Hall, R. O. A.; Mortimer, M. J. (1978). "The electrical resistivity and specific heat of americium metal". *Journal of Low Temperature Physics*. **30**: 561. doi:10.1007/BF00116197.
2. ^ "Fissile Materials & Nuclear Weapons: Introduction". International Panel on Fissile Materials. مؤرشف من الأصل في 06 فبراير 2012. اطلع عليه بتاريخ 22 نوفمبر 2007.
3. ^ US patent|3156523 نسخة محفوظة 11 فبراير 2017 على موقع واي باك مشين.
4. ^ Rachel Sheremeta Pepling. "It's Elemental: The Periodic Table: Americium". Chemical & Engineering News. مؤرشف من الأصل في 06 أبريل 2019.

أمريسيوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن

ضبط استنادي	GND: 4191405-3 · LCCN: sh85004443 · NDL: 00575178
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-35-9 · ***PubChem CID***: 23966 · ***EC no.***: 231-144-4 · ***ChEBI ID***: 33389 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID3064693 · ***ChemSpider ID***: 22405 · ***ECHA***: 100.028.313 · ***UNII***: VW92PHU2UY

بوابة العناصر الكيميائية بوابة الفيزياء بوابة الكيمياء
بوابة سان فرانسيسكو بوابة طاقة نووية بوابة كاليفورنيا

تصنيفات: أمريسيوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية | عوامل مسرطنة

كوريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الكوريوم هو أحد العناصر الاصطناعية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Cm** ورقم ذري 96.[2][3][4] وهو عنصر فلزي بعد اليورانيوم ونشيط إشعاعيا من سلسلة الأكتينيدات، يتم إنتاجه بقذف البلوتونيوم بجسيمات ألفا (أيونات الهيليوم) وقد تم تسميته على اسم ماري سكلودوفسكا كوري وزوجها بيير كوري.

محتويات [أخف]

خصائص الكوريوم المميزة [عدل]

تم تصنيع النظير كوريوم-248 لكميات ضئيلة للغاية لا تتعدى الملي جرامات، ولكن الكوريوم-242 والكوريوم-244 تم تصنيعهم بكميات تصل إلى عدة جرامات، مما أتاح الفرصة للتعرف على بعض خواص العنصر. ويمكن الحصول على كميات معقولة من الكوريوم-244 بتعريض البلوتونيوم لقذائف من النيوترون. ويمكن أن تتواجد كميات قليلة من الكوريوم في اليورانيوم كمنتج ثانوي لاضمحلاله الطبيعي. ولا توجد كثير من التطبيقات التجارية التي يستخدم فيها الكوريوم، ولكن من الممكن مستقبلا أن يستخدم في النظائر المشعة للمولدات الكهروحرارية. يتراكم الكوريوم في خلايا العظام ويدمر إشعاعه لب العظام وهذا يؤدى لتوقف إنتاج خلايا الدم الحمراء.

ومثل العناصر الأرضية النادرة فإن الكوريوم يشبه الجادولينيوم كيميائيا، ولكن له بناء بلوري أكثر تعقيدا. كما أنه نشيط كيميائيا، وهو فلز له لون أبيض فضي وموجب كهربي أكثرمن الألومنيوم (معظم مركبات الكوريوم ثلاثية التكافؤ تميل للاصفرار). الكوريوم-242 يستخدم كمصدر طاقة متنقل وهذا لأنه يمكن أن يولد تقريبا 2 وات من الطاقة الحرارية لكل جرام. كما يستخدم أيضا في منظمات ضربات القلب، ومهمات الفضاء الخارجي.

وقد تم إنتاج عديد من مركبات الكوريوم. ومنها: ثاني أكسيد الكوريوم CmO_2, ثالث أكسيد الكوريوم Cm_2O_3, بروميد الكوريوم $CmBr_3$, كلوريد الكوريوم $CmCl_3$, رباعي فلوريد الكوريوم CmF_4, يوديد الكوريوم CmI_3.

تاريخ الكوريوم [عدل]

تم اكتشاف الكوريوم فيجامعة بيركلي بواسطة جيلن تي. سيبورج, رالف إيه. جيمس, ألبرت غيورسو في عام 1944. وقد تم تسميته على اسم ماريا سكلودوفسكا كوري وزوجها بيير كوري، نظرا لأنهم قاما باكتشاف الراديوم ولعملهما المتميز في النشاط الإشعاعي. وقد تم التعرف على العنصر كيميائيا أيضا في معمل أرجون القومي في جامعة شيكاغو. وقد كان العنصر الثالث في سلسلة بعد اليورانيوم الذي يتم اكتشافه رغم أن ترتيبه الثاني في السلسلة. وقد تم الحصول على كوريوم-242 (بفترة عمر نصف تبلغ 163 يوم) ونيترون حر واحد، بقذف جسيمات ألفا على بلوتينيوم-239 في معجل دوراني يبلغ 60 بوصة في بيركلي. وتم الحصول على عينة مرئية من هيدروكسيد الكوريوم-242 بواسطة لويس ويرنر، إيسادور بيرمان في جامعة كاليفورنيا عام 1947 بقذف الأمريكيوم-241 بالنيترونات. وتم الحصول على الكوريوم في شكله العنصري عام 1951.

نظائر الكوريوم [عدل]

تم التعرف على 19 من النظائر المشعة للكوريوم، وأكثر هذه النظائر استقرارا كوريوم-247 وله فترة عمر نصف تبلغ 1.56×10^7 عام, الكوريوم-248 وله فترة عمر نصف 1.4×10^7 سنة، كوريوم-250 وله فترة عمر نصف تبلغ 9000 سنة، كوريوم-245 وفترة عمر النصف له 8500 سنة. وباقي النظائر لها فترة عمر نصف أقل من 30 سنة، ومعظمها له فترة عمر نصف أقل من 33 يوم. وللكوريوم 4نظائر نووية, وأكثرها استقرارا كوريوم-244 34 m ($t_{½}$ ms). وتتروح الكتل الذرية لنظائر الكوريوم من 233.051 وحدة كتل ذرية كوريوم-233 إلى 252.085 وحدة كتل ذرتية كوريوم-252.

المصادر [عدل]

- *دليل العناصر - الطبعة المنقحة* , ألبرت ستيورتا, (طبع جاجمعة أكسفورد; 1998) ISBN 0-19-508083-1

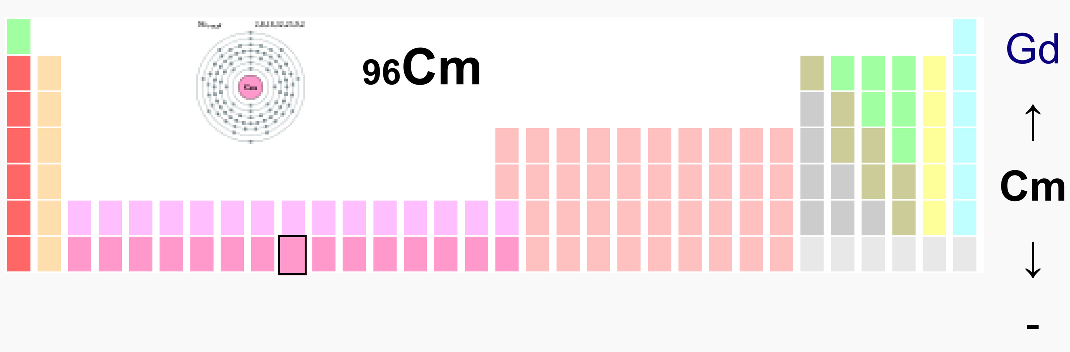
المراجع [عدل]

1. ↑ أ ب Schenkel, R (1977). "The electrical resistivity of 244Cm metal". *Solid State Communications*. **23**: 389. doi:10.1016/0038-1098(77)90239-3.
2. ^ "معلومات عن كوريوم على موقع omegawiki.org". omegawiki.org. مؤرشف من الأصل في 13 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن كوريوم على موقع snl.no". snl.no. مؤرشف من الأصل في 20 أكتوبر 2016.
4. ^ "معلومات عن كوريوم على موقع britannica.com". britannica.com. مؤرشف من الأصل في 28 أبريل 2019.

وصلات خارجية [عدل]

- معمل لوس ألاموس القومي - كوريوم
- العناصر على شبكة المعلومات - كوريوم
- الكوريوم

بريكليوم ← **كوريوم** ← أمريسيوم



المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كوريوم، 96، Cm
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	(247) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^7\ 6d^1\ 7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 25, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	13.51 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1613 ك، 1340 °س، 2444 °ف
نقطة الغليان	3383 ك، 3110 °س، 5630 °ف
حرارة الانصهار	? 15 كيلوجول·مول$^{-1}$
ضغط البخار	

ض (باسكال)	1	10	100	1 كيلو	10 كيلو	100 كيلو
عند د.ح. (كلفن)	1788	1982				

الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	4, **3** (أكاسيده مذبذبة)
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 581 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	174 بيكومتر
نصف قطر تساهمي	169±3 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	تعبئة متراصة مسدسة
المغناطيسية	مغناطيسية حديدية مضادة→تحول إلى مغناطيسية مسايرة عند 52 كلفن[1]
مقاومة كهربائية	1.25[1] ميكروأوم·متر
رقم CAS	7440-51-9
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر الكوريوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{242}Cm	مصطنع	160 يوم	ا.ت	-	-
			α	6.1	^{238}Pu
^{243}Cm	مصطنع	29.1 سنة	α	6.169	^{239}Pu
			ε	0.009	^{243}Am
			ا.ت	-	-
^{244}Cm	مصطنع	18.1 سنة	ا.ت	-	-
			α	5.8048	^{240}Pu
^{245}Cm	مصطنع	8500 سنة	ا.ت	-	-
			α	5.623	^{241}Pu
^{246}Cm	مصطنع	4730 سنة	α	5.475	^{242}Pu
			ا.ت	-	-
^{247}Cm	مصطنع	1.56×10^7 سنة	α	5.353	^{243}Pu
^{248}Cm	مصطنع	3.40×10^5 سنة	α	5.162	^{244}Pu
			ا.ت	-	-
^{250}Cm	مصطنع	9000 سنة	ا.ت	-	-
			α	5.169	^{246}Pu
			$β^-$	0.037	^{250}Bk

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: كوريوم

ع·ن·ت	الجدول الدوري
ع·ن·ت	عناصر كيميائية على أسماء علماء
ضبط استنادي	GND: 4148404-6 · LCCN: sh85034863 · NDL: 00575294
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-51-9 · ***PubChem CID***: 23979 · ***ChEBI ID***: 33390 · ***ChemSpider ID***: 22415 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID80225390 · ***UNII***: M5LL84MZ2W

بوابة طاقة نووية · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة الفيزياء

تصنيفات: كوريوم | أكتينيدات | اختراعات أمريكية | عناصر كيميائية | ماري كوري

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
Suomi
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 119
عدل الوصلات

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

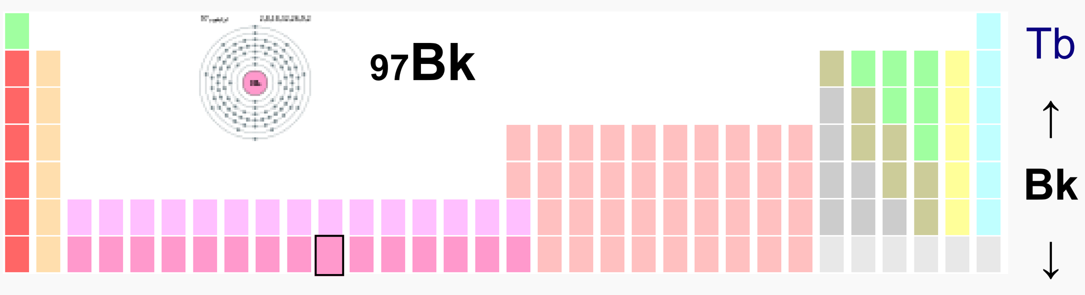
بركيليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من بركليوم)

البركيليوم عنصر مشع مصنع رمزه الكيميائي، Bk ورقمه الذري 97.[1][2][3] ويوجد لهذا العنصر عشرة نظائر، ويبلغ الوزن الذري لأكثر تلك النظائر استقراراً 247، ونصف عمره 1400 سنة. ويمكن إنتاج البركيليوم - 247 الذي يبلغ نصف عمره 314 يوماً، بكميات صغيرة في المفاعلات النووية. وقد استخدم هذا النظير في دراسة العديد من المركبات الكيميائية للبركيليوم.

على الرغم من أن أنتجت كميات صغيرة جدا من البركيليوم في التجارب النووية السابقة، تم تصنيعه لأول مرة عن عمد، معزولة، في ديسمبر كانون الأول 1949 من قبل جلين سيبورج، وألبرت غيورسو ستانلي تومسون G.. استخدموا سيكلوترون 60-بوصة في جامعة كاليفورنيا، . كانت العناصر الجديدة البركيليوم

كاليفورنيوم ← **بركيليوم** ← كوريوم



المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بركيليوم، 97، Bk
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	(247) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^9\ 7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 27, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(ألفا) 14.78 غ·سم$^{-3}$
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(بيتا) 13.25 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	(بيتا) 1259 ك، 986 °س، 1807 °ف
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**, 4
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 601 كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	170 بيكومتر
خواص أخرى	
البنية البلورية	تعبئة متراصة مسدسة
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
الناقلية الحرارية	10 واط·متر$^{-1}$·كلفن$^{-1}$ (300 كلفن)
رقم CAS	7440-40-6
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر البركيليوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{245}Bk	مصطنع	4.94 يوم	ε	0.810	^{245}Cm
			α	6.455	^{241}Am
^{246}Bk	مصطنع	1.8 يوم	α	6.070	^{242}Am
			ε	1.350	^{246}Cm
^{247}Bk	مصطنع	1380 سنة	α	5.889	^{243}Am
^{248}Bk	مصطنع	>9 سنة	α	5.803	^{244}Am
^{249}Bk	مصطنع	330 يوم	α	5.526	^{245}Am
			ا.ت	-	-
			β^-	0.125	^{249}Cf

ع·ن·ت

$$^{235}_{92}U + ^{11}_{5}B \longrightarrow ^{242}_{97}Bk + 4\,^{1}_{0}n \quad ; \quad ^{232}_{90}Th + ^{14}_{7}N \longrightarrow ^{242}_{97}Bk + 4\,^{1}_{0}n$$

$$^{238}_{92}U + ^{10}_{5}B \longrightarrow ^{242}_{97}Bk + 6\,^{1}_{0}n \quad ; \quad ^{232}_{90}Th + ^{15}_{7}N \longrightarrow ^{242}_{97}Bk + 5\,^{1}_{0}n$$

التطبيقات [عدل]

لا يوجد أي استخدام لأي من النظائر خارج البركيليوم من البحوث العلمية الأساسية. من المفيد للانظير كاليفورنيوم-249، والذي يستخدم للدراسات في كيمياء كاليفورنيوم في الأفضلية لأكثر المشعة كاليفورنيوم-252 التي تم إنتاجها في مرافق قصف النيوترون

وأعدت دفعة 22 مليغرام من البركيليوم-249 في تشعيع وتنقيته ثم لمدة 90 يوما في أوك ريدج في عام 2009. هذا الهدف أسفرت عن أول 6 ذرات أنون سيبتيوم في المعهد المشترك للأبحاث النووية (JINR)، دوبنا، روسيا، بعد قذف أيونات الكالسيوم في سيكلوترون U400 لمدة 150 يوما. كان هذا التوليف تتويجا للتعاون بين روسيا والولايات المتحدة وJINR مختبر لورانس ليفرمور الوطني على تجميع العناصر 113 حتي 118 الذي بدأ في عام 1989.

مخاطره [عدل]

قد لا يعرف إلا القليل عن آثار البركيليوم على جسم الإنسان، وبسبب انخفاض الطاقة المنبعثة من الإلكترونات من البركيليوم-249 (أقل من 126 كيلو) يعيق الكشف، يجعل هذا النظير غير مؤذية نسبيا للبشر بالمقارنة مع الأكتينيدات أخرى. ومع ذلك، بسبب التحويلات مع عمر نصف لهذا العنصر يجعله باعث قوي 249-كاليفورنيوم، وهو أمر خطير نوعا ما، ويجب أن يتم التعامل معها في صندوق القفازات في مختبر مخصص. معظم البيانات المتاحة سمية البركيليوم تنشأ من البحوث على الحيوانات. على ابتلاع من قبل الفئران، عن فقط 0.01٪ البركيليوم ينتهي في مجرى الدم. من هناك، حوالي 65٪ يذهب إلى العظام، و 25٪ إلى الرئتين (بعمر نصف بيولوجي نحو 20 عاما).

مراجع [عدل]

1. ^ Haire, Richard G. (2006). "Einsteinium". In Morss, Lester R.; Edelstein, Norman M.; Fuger, Jean (المحررون). *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements* (PDF). **3** (الطبعة 3rd). Dordrecht, the Netherlands: Springer. صفحات 1577–1620. doi:10.1007/1-4020-3598-5_12. مؤرشف من الأصل (PDF) في 17 يوليو 2010.
2. ^ Handbook of elemental speciation II: species in the environment, food, medicine & occupational health. Volume 2 of Handbook of Elemental Speciation, John Wiley and Sons, 2005, (ردمك 0-470-85598-3) p. 553 نسخة محفوظة 22 فبراير 2017 على موقع واي باك مشين.
3. ^ Keenan, Thomas K.; Asprey, Larned B. (1969). "Lattice constants of actinide tetrafluorides including berkelium". *Inorganic Chemistry*. **8** (2): 235. doi:10.1021/ic50072a011.

في كومنز صور وملفات عن: بركيليوم
ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ضبط استنادي: GND: 4511718-4 · LCCN: sh2012004283
معرفات كيميائية: *CAS Number*: 7440-40-6 · *PubChem CID*: 23971 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID70225389 · *ChemSpider ID*: 22409 · *ChEBI ID*: 33391 · *UNII*: 2YQA718KUU
بوابة الفيزياء بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء
تصنيفات: بركيليوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية

كاليفورنيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الكاليفورنيوم عنصرٌ كيميائي إشعاعي النشاط، ثلاثيّ التكافؤ.[1] عنصر كيميائي مصنع في الجدول الدوري رمزه **(Cf)** رقمه الذري 98 تم اكتشافه عن طريق قذف عنصر الكوريوم بجسيمات الفا وله استخدامات قليلة

محتويات [أخف]

أينشتاينيوم ← **كاليفورنيوم** ← بركيليوم

Dy
↑
Cf
↓
-

98**Cf**

المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كاليفورنيوم، 98، Cf
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	(251) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{10}$ $7s^{2}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 28, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	15.1 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1173 ك، 900 °س، 1652 °ف
نقطة الغليان	1743 ك، 1470 °س، 2678 °ف
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2, **3**, 4
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 608 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	7440-71-3
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الكاليفورنيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{248}Cf	مصطنع	333.5 يوم	ا.ت	-	-
			α	6.361	^{244}Cm
^{249}Cf	مصطنع	351 سنة	ا.ت	-	-
			α	6.295	^{245}Cm
^{250}Cf	مصطنع	13.08 سنة	α	6.128	^{246}Cm
			ا.ت	-	-
^{251}Cf	مصطنع	898 سنة	α	6.176	^{247}Cm
^{252}Cf	مصطنع	2.645 سنة	α	6.217	^{248}Cm
			ا.ت	-	-
^{253}Cf	مصطنع	17.81 يوم	β^-	0.285	^{253}Es
			α	6.124	^{249}Cm
^{254}Cf	مصطنع	60.5 يوم	ا.ت	-	-
			α	5.926	^{250}Cm

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: كاليفورنيوم

الخواص [عدل]

252Cf له عمر نصف 2.6 سنه ذو نشاط اشعاعي عالي. حيث يعتبر مصدرا للنيترونات (1 ميكرو جرام منه يشع حوالي170 مليون نيترون في الدقيقة.) ليس له أي دور بيولجي في الحياة والقليل من مركباته تم دراستها مثل (Cf2O3) (CfOCl) (CfCl3)

التاريخ [عدل]

تم تصنيعه في17 مارس 1950 بو اسطة باحثين من جامعة كاليفورنيا - بيركلي. وقد تم تسميته على اسم جامعة كاليفورنيا

وجوده في الطبيعة [عدل]

بالرغم من أن العنصر لا يتواجد في الأرض بشكل طبيعى. إلا أنه يتواجد في الكون فيما يعرف انبعاثه الكهرو مغناطيسي باسم السوبرنوفا

النظائر [عدل]

تم اكتشاف تسعة نظائر مشعة له أكثرها استقرار 251Cf بعمر نصف 898 يوم وال 249Cf بعمر نصف 351 عام وال 250Cf بعمر نصف 13 عام باقي النظائر المشعة لها عمر نصف اقل من 2.7 سنه ومعظمها حوالي العشرين دقيقة والوزن الذري للنظائر يتراواح ما بين 237.062 (237Cf) to 256.093 (256Cf).

المصادر [عدل]

1. ^ البعلبكي, منير (1991). "الكاليفورنيوم". موسوعة *المورد*. موسوعة شبكة المعرفة الريفية. مؤرشف من الأصل في 27 أبريل 2014. اطلع عليه بتاريخ 10 أيار 2013 م.

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

أينشتاينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

عنصر أساسيّ اصطناعيّ في الجدول الدوريّ رمزه Es الرمز وله رقم ذري 99.[1][2][3] ينتمي إلى الأكتينيدات. ينتج إينشتاينيوم بواسطة قذف البلوتونيوم بالنيوترونات واكتشف في شظايا اختبار القنبلة الهيدروجينة الأولى. سمّي على اسم ألبرت أينشتاين ولا يتناول استعمالات معروفة.

اكتشف العنصر لأول مرة سنة 1952 تحت فريق أشرف عليه ألبرت غيورسو في جامعة بيركلي وفريق آخر برأسة تشوبين في معمل لوس ألاموس الوطني و قد كان كلاهما يفحص شظايا القنبلة هيدروجينة الأولى اكتشفوا 253Es النظير (عمر النصف له 20.5 يوم) الذي جعل بواسطة اندماج نووي 15 نيوترون مع 238U كتمت هذة الاكتشفات حتّى 1955 بسبب إلى توتّرات الحرب الباردة،

قام علماء جامعة كاليفورينا، ومختبر أرجون القومي، وكذلك مختبر لوس ألاموس بتسمية هذا العنصر بهذا الاسم تكريمًا للعالم ألَبرت أينشتاين. اكتشف هذا العنصر في مُخلّفات انفجار قنبلة هيدروجينية عام 1952م. وقد قام العلماء بجمع هذه المخلفات من الهواء على ورق ترشيح محمول بطائرات متحكم فيها بالراديو، وكذلك من المخلفات التي سقطت على جزيرة مرجانية قريبة من موقع الانفجار. تكوَّن هذا العنصر عندما اصطدم عدد كبير من النيوترونات الناتجة عن الانفجار بذرات من اليورانيوم 238، واندمج مع نوياتها. وقد تكوّن في الوقت نفسه عنصر الفيرميوم، وهو العنصر رقم 100 في الجدول الدوري للعناصر.

استطاع العلماء إنتاج الأينشتاينيوم لأول مرة في المختبر عام 1954م. وينتج أحد النظائر الأينشتينيوم، وله عدد كتلي 253 ونصف عمر 20 يومًا، بكميات ضئيلة في المفاعلات الذرية. وقد استطاع العلماء أيضًا تحضير مركبات الأينشتنيوم.

فرميوم ← **أينشتاينيوم** ← كاليفورنيوم

Ho
↑
Es
↓
-

99Es

المظهر	
فضي	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أينشتاينيوم، 99، Es
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرة	(252) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{11}$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 29، 8، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	8.84 غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	1133 ك، 860 °س، 1580 °ف
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2، **3**، 4
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 619 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
المغناطيسية	مغناطيسية مسايرة
رقم CAS	7429-92-7
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الأينشتاينيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{252}Es	مصطنع	471.7 يوم	α	6.760	^{248}Bk
			ε	1.260	^{252}Cf
			$β^-$	0.480	^{252}Fm
^{253}Es	مصطنع	20.47 يوم	ا.ت	-	-
			α	6.739	^{249}Bk
^{254}Es	مصطنع	275.7 يوم	ε	0.654	^{254}Cf
			$β^-$	1.090	^{254}Fm
			α	6.628	^{250}Bk
^{255}Es	مصطنع	39.8 يوم	$β^-$	0.288	^{255}Fm
			α	6.436	^{251}Bk
			ا.ت	-	-

ع·ن·ت

مركبات معروفة [عدل]

- $EsBr_2$ بروميد أينشتاينيوم ثنائي
- $EsBr_3$ بروميد أينشتاينيوم ثلاثي
- $EsCl_2$ كلوريد أينشتاينيوم ثنائي
- $EsCl_3$ كلوريد أينشتاينيوم ثلاثي
- EsF_3 فلوريد أينشتاينيوم ثنائي
- EsI_2 يوديد أينشتاينيوم ثنائي
- EsI_3 يوديد أينشتاينيوم ثلاثي
- Es_2O_3 أكسيد أينشتاينيوم ثلاثي

المصدر [عدل]

- الأينشتاينيوم - موسوعة المورد، منير البعلبكي، 1991

مراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن أينشتاينيوم على موقع chemapps.stolaf.edu". chemapps.stolaf.edu. مؤرشف من الأصل في 21 أغسطس 2019.
2. ^ "معلومات عن أينشتاينيوم على موقع roempp.thieme.de". roempp.thieme.de. مؤرشف من الأصل في 22 فبراير 2017.
3. ^ "CKBRQZNRCSJHFT-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d معلومات عن أينشتاينيوم على موقع ncbi.nlm.nih.gov". ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل CKBRQZNRCSJHFT-UHFFFAOYSA-N"%5bInChIKey%5d في 29 يوليو 2020.

ع·ن·ت الجدول الدوري

ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء علماء

معرفات كيميائية: *CAS Number*: 7429-92-7 · *PubChem CID*: 23913 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID30225305 · *ChemSpider ID*: 22356 · *ChEBI ID*: 33393 · *UNII*: WV8XL34X3O

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة الفيزياء · بوابة كاليفورنيا · بوابة سان فرانسيسكو

في كومنز صور وملفات عن: أينشتاينيوم

ضبط استنادي GND: 4151415-4

تصنيفات: أينشتاينيوم | أكتينيدات | ألبرت أينشتاين | عناصر كيميائية

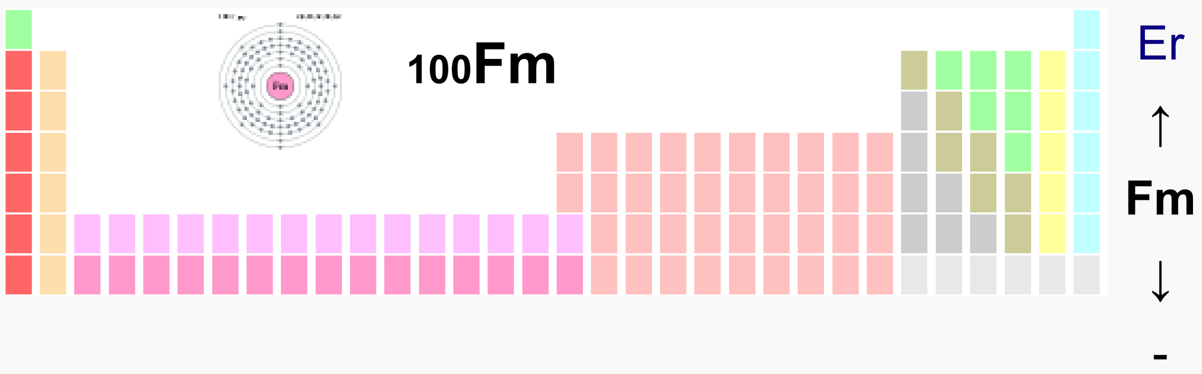
ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
Deutsch
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

فيرميوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

(بالتحويل من فرميوم)

مندليفيوم → **فرميوم** ← أينشتاينيوم	
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	فرميوم، 100، Fm
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	(257) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{12}$ $7s^{2}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 30, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
نقطة الانصهار	1800 ك، 1527 °س، 2781 °ف
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2, **3**
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 627 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	7440-72-4
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الفرميوم	



النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{252}Fm	مصطنع	25.39 ساعة	ا.ت	-	-
			α	7.153	^{248}Cf
^{253}Fm	مصطنع	3 أيام	ε	0.333	^{253}Es
			α	7.197	^{249}Cf
^{255}Fm	مصطنع	20.07 ساعة	ا.ت	-	-
			α	7.241	^{251}Cf
^{257}Fm	مصطنع	100.5 يوم	α	6.864	^{253}Cf
			ا.ت	-	-

ع · ن · ت

الفرميوم هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Fm** ورقم ذري 100.[1][2][3] وهو عنصر فلزي نشط إشعاعيا بعد اليورانيوم كما أنه من الأكتينيدات. يتم تصنيعه بقذف البلوتونيوم بالنيوترونات و تمت تسميته على شرف الفيزيائي إنريكو فيرمي.

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

لم يتم إنتاج أو فصل إلا كميات ضئيلة من الفرميوم. ولهذا فلا يعرف الكثير عن صفاته الكيميائية. ولا توجد إلا حالة التأكسد (III) فقط للعنصر في المحلول المائي. الفيروميوم-254 ونظائره الأثقل يمكن أن تصنع عن طريق قذف العناصر الأخف (خاصة اليورانيوم البلوتونيوم) بقذائف نيوترون مكثفة. وخلال هذا، يحدث خلط ناجح للنيوترونات المأسورة وإضمحلال بيتا مما ينتج عنه تكون نظائر الفيرميوم. وهناك حاجة لظروف تواجد قذائف النيوترون المكثفة لإنتاج الفيرميوم في الانفجار النووي الحراري ويمكن إعادة إنتاجه في المعامل (مثل مفاعل نظائر عالي السريان في معمل أوك ريدج القومي). وتم الإبلاغ عن تصنيع العنصر 102 (نوبليوم) أثناء التعرف كيميائيا على فيرميوم 250. ولا توجد استخدامات معروفة للفرميوم خارج نطاق البحث. وهو ثامن العناصر بعد اليورانيوم.

تاريخ الفرميوم [عدل]

تم اكتشاف الفرميوم (المسمى على اسم إنريكو فيرمي) عن طريق فريق بحث برئاسة ألبرت غيورسو في عام 1952. ووجد الفريق الفيرميوم-255 في بقايا أول انفجار قنبلة هيدروجينية (شاهد عملية إيفي). وهذا النظير ظهر عند اتحاد يورانيوم-238 مع 17 نيوترون في الحرارة والضغط العاليين الناتجين من الانفجار (8 إضمحلالات بيتا أيضا حدثت لإنتاج العنصر). وتم الإشراف أعمال الفريق بواسطة معمل كاليفورنيا للإشعاع, معمل أرجوني القومي, معمل لوس ألاموس العلمي.

وظلت هذه الاكتشافات سرية حتى عام 1955 نظرا لظروف الحرب الباردة, وعموما، فإنه في أواخر 1953 وبدايات 1954 قام فريق من معهد نوبل للفيزياء في ستكهولم بقذف اليورانيوم-238 بأيونات الأكسجين-16, لإنتاج انبعاث ألفا بوزن ذري تقريبا 250, و 100 بروتون (العنصر 100-250). ولم ينشر فريق نوبل الاكتشاف، غير أنه إتضح بعد ذلك أن النظير المكتشف تم التعرف عليه على أنه فرميوم-250.

نظائر الفرميوم [عدل]

تم التعرف على 17 نظير مشع للفرميوم، وأكثرهم ثباتا Fm-257 وله عمر نصف 100.5 يوم, Fm-253وله عمر نصف 3 أيام, Fm-252 وله عمر نصف 25.39 ساعة, Fm-255 وله عمر نصف 20.07 ساعة. وباقى النظائر النشيطة إشعاعيا لها عمر نصف أقل من 4.5 ساعة، ومعظمهم له عمر نصف أقل من 3 دقائق. كما أن له حالة رجوع واحدة, Fm-250m (بعمر نصف 1.8 ثانية). ويتراوح الوزن الذري لنظائر الفرميوم من 242.073 وحدة كتل ذرية (Fm-242), إلى 259.101 وحدة كتل ذرية (Fm-259).

المراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن فيرميوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 11 ديسمبر 2019.
2. ^ "معلومات عن فيرميوم على موقع roempp.thieme.de". roempp.thieme.de. مؤرشف من الأصل في 29 يوليو 2016.
3. ^ "معلومات عن فيرميوم على موقع bigenc.ru". bigenc.ru. مؤرشف من الأصل في 11 ديسمبر 2019.

- معمل لوس ألاموس القومي - فرميوم
- *دليل العناصر - طبعة منقحة*, ألبرت ستيورت (طبعة جامعة أكسفورد,1998) ISBN 0-19-508083-1
- إنه أساسي- فرميوم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات- فرميوم

فيرميوم في المشاريع الشقيقة
صور وملفات صوتية من كومنز

ع · ن · ت الجدول الدوري <
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء علماء <

ضبط استنادي	GND: 4490995-0
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 7440-72-4 · ***PubChem CID***: 23998 · ***ChEBI ID***: 33394 · ***ChemSpider ID***: 22434 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID60225393 · ***UNII***: Q70I3KBF4W

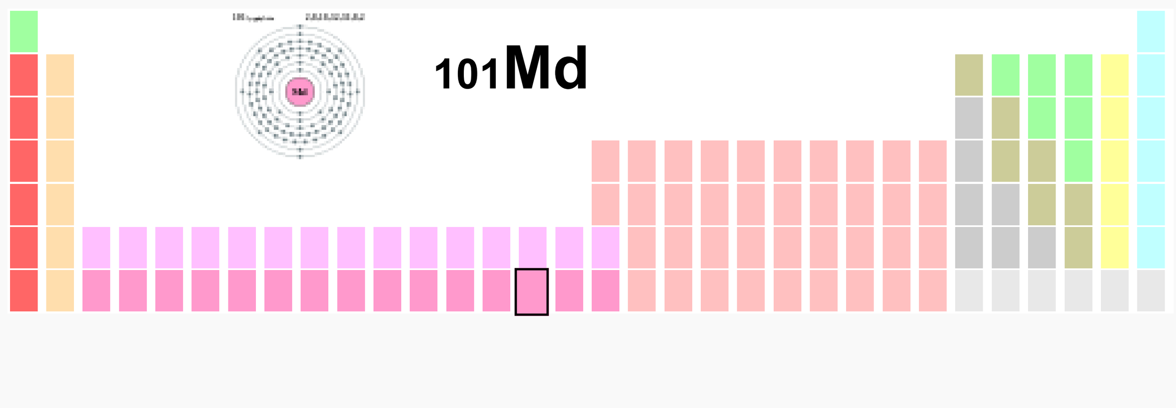
بوابة الفيزياء بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

تصنيفات: فيرميوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية

مندليفيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نوبليوم ← **مندليفيوم** ← فرميوم



المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	مندليفيوم، 101، Md
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a، 7، f
الكتلة الذرية	(258) غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{13}$ $7s^{2}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 31, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
نقطة الانصهار	1100 ك، 827 °س، 1521 °ف
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	2, **3**
الكهرسلبية	1.3 (مقياس باولنغ)
طاقات التأين	الأول: 635 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	7440-11-1
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر المندليفيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{257}Md	مصطنع	5.52 ساعة	ε	0.406	^{257}Fm
			α	7.558	^{253}Es
			ا.ت	-	-
^{258}Md	مصطنع	51.5 يوم	ε	1.230	^{258}Fm
^{260}Md	مصطنع	31.8 يوم	ا.ت	-	-
			α	7.000	^{256}Es
			ε	-	^{260}Fm
			$β^{-}$	1.000	^{260}No

ع · ن · ت

المندليفيوم (يعرف أيضا **أنيلونيوم**) هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Md** (سابقا Mv) ورقم ذري 101.[1][2][3] وهو عنصر فلزي نشيط إشعاعيا بعد اليورانيوم كما أنه من الأكتينيدات. ويتم تصنيعه بقذف الأينشتينيوم بجسيمات ألفا وتم تسميته على شرف العالم ديمتري مندليف.

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

أظهرت الأبحاث أن المندليفيوم له حالة تأكسد متوسطة الثبات ثنائية موجبة (II)، وذلك بالإضافة لحالة التأكسد الثلاثية (III) (لعناصر الأكتينيدات). Md-256 تم استخدامه لمعرفة الخصائص الكيميائية للعنصر في محلوله المائي. ولا توجد استخدامات أخرى للمندليفيوم، ولم يتم إنتاج إلا كميات ضئيلة منه.

تاريخ المندليفيوم [عدل]

تم اكتشاف المندليفيوم عن طريق ألبرت غيورسو (رئيس فريق البحث) جلين تي. سيبورج, بيرنارد هارفي, جريج شوبين, وذلك في بداية 1955. وقام الفريق بإنتاج Md-256 (له عمر نصف 76 دقيقة) عندما تم قذف أينشتينيوم-253 بجسيمات ألفا (نواة الهيليوم) في معمل بيركلي للإشعاع باستخدام 60-بوصة سيكلوترون (تم الحصول على Md-256 ذرة واحدة لكل مرة). وكان العنصر 101 هو تاسع عنصر من عناصر بعد اليورانيوم يتم تصنيعه.

نظائر المندليفيوم [عدل]

تم التعرف على 15 نظير مشع للمندليفيوم، وأكثرهم ثباتا Md-258 وله عمر نصف 51.5 يوم, Md-260 وله عمر نصف 31.8 يوم, Md-257 وله عمر نصف 5.52 ساعة. وباقي النظائر الإشعاعية لها عمر نصف أقل من 97 دقيقة، ومعظمها لها عمر نصف أقل من 5 دقائق. كما أن هذا العنصر له حالة رجوع واحدة, 258m-Md (عمر نصف 57 دقيقة). تتراوح نظائر المندليفيوم في الوزن الذري من 245.091 وحدة كتل ذرية (Md-245) إلى 260.104 وحدة كتل ذرية (Md-260).

المراجع [عدل]

1. "معلومات عن مندليفيوم على موقع chemspider.com". chemspider.com. مؤرشف من الأصل في 14 يونيو 2019.
2. "معلومات عن مندليفيوم على موقع enciclopedia.cat". enciclopedia.cat. مؤرشف من الأصل في 14 ديسمبر 2019.
3. "معلومات عن مندليفيوم على موقع pubchem.ncbi.nlm.nih.gov". pubchem.ncbi.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 11 سبتمبر 2018.

- معمل لوس الاموس القومي - مندليفيوم
- *دليل العناصر - طبعة منقحة*, ألبرت ستيورت (طبعة جامعة أكسفورد,1998) ISBN 0-19-508083-1
- إنه أساسي- مندليفيوم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات- مندليفيوم

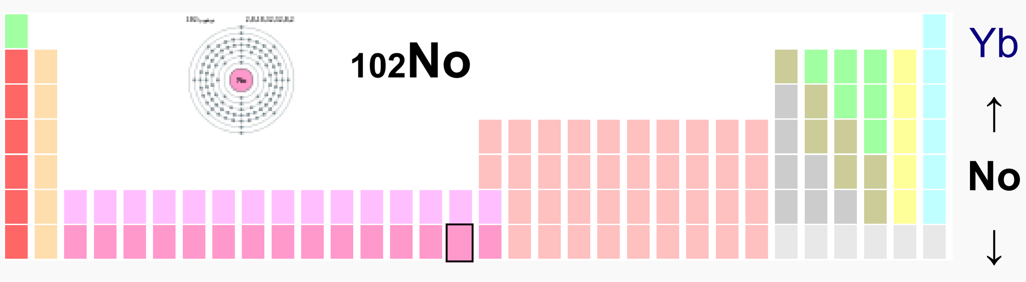
في كومنز صور وملفات عن: مندليفيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء علماء
ضبط استنادي: GND: 4169413-2
معرفات كيميائية: ***CAS Number***: 7440-11-1 · ***PubChem CID***: 23943 · ***ChEBI ID***: 33395 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID90225386 · ***ChemSpider ID***: 22385 · ***UNII***: LW3E571O0Z
بوابة الفيزياء · بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء
تصنيفات: مندليفيوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية

نوبليوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

النوبليوم (يعرف أيضا **أنيلبيوم**) (noh- /noʊˈbɛliəm/ BEL-ee-əm أو noh-BEE-lee-əm /noʊˈbiːliəm/) هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **No** ورقم ذري 102. وهو عنصر فلزي نشيط إشعاعيا بعد اليورانيوم كما أنه ينتمي لسلسلة الأكتينيدات. ويتم تصنيعه بقذف الكوريوم بشوارد (أيونات) الكربون.[1] وتم التعرف عليه لأول مرة عن طريق فريق بحث برئاسة ألبرت غيورسو وجلين تي. سيبورج في عام 1958.

لورنسيوم → **نوبليوم** ← مندليفيوم	
	
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نوبليوم، 102، No
تصنيف العنصر	أكتينيدات
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، f
الكتلة الذرية	[259] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 8, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**2**, 3
طاقات التأين	الأول: 641.6 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1254.3 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2605.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	10028-14-5
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر النوبليوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{253}No	مصطنع	1.62 دقيقة	α 80%	8.14, 8.06, 8.04, 8.01	^{249}Fm
			β^+ 20%		^{253}Md
^{254}No	مصطنع	51 ثانية	α 90%		^{250}Fm
			β^+ 10%		^{254}Md
^{255}No	مصطنع	3.1 دقيقة	α 61%	8.12, 8.08, 7.93	^{251}Fm
			β^+ 39%	2.012	^{255}Md
^{257}No	مصطنع	25 ثانية	α 99%	8.32, 8.22	^{253}Fm
			β^+ 1%		^{257}Md
^{259}No	مصطنع	58 دقيقة	α 75%	7.69, 7.61, 7.53....	^{255}Fm
			ε 25%		^{259}Md
			10% ا.ت		

النظائر المتضمنة في الجدول هي فقط التي لها عمر نصف أكبر من 5 ثوان

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

الصفات المميزة [عدل]

لا يعرف الكثير عن النوبليوم ولم ينتج منه إلا كميات ضئيلة منه. ولا يوجد له استخدامات خارج نطاق الأبحاث العلمية. وأكثرنظائره ثباتا، النوبليوم-259, وله عمر نصف يبلغ 58 دقيقة, [2] ويضمحل إلى الفرميوم-255 عن طريق إضمحلال ألفا, أو إلى مندليفيوم-259 عن طريق أسر إلكترون.

تاريخ النوبليوم [عدل]

تم اكتشاف النوبليوم (المسمى على اسم ألفريد نوبل) عن طريق ألبرت غيورسو جلين تي. سيبورج في عام 1958، جون أر. والتون, تروبون سيكلاند في أبريل عام 1958[3][4][5] في جامعة كاليفورنيا, بيركلي. واستخدم الفريق أيون ثقيل في معجل خطي جديد (HILAC) لقذف هدف من السيريوم (Cm-244 and 4.5% Cm-246 %95) بأيونات الكربون-12 للحصول على نوبليوم-254 (بعمر نصف 55ثانية). وتم تأكيد اكتشافهم أيضا بواسطة الباحثين الروس في دبنا.

وقبل ذلك بعام، أعلن الفيزيائيين في معهد نوبل بالسويد أنهم قاموا بتصنيع نظير من نظائر العنصر 102. وقد أعلن الفريق أنه قاموا بتصنيع نظير له عمر نصف 10 دقائق عند 8.5 إلكترون فولت بعد قذف سيريوم-244 بنواة الكربون-13. وبناء على هذا التقرير، قامت لجنة الأوزان الذرية من الإتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية بتعيين الإٍسم نوبليوم للعنصر الجديد بالرمز No. ولكن المحولات اللاحقة من العلماء الروس والأمريكان فشلت في إعادة التجربة.

وفي عام 1966 قام الباحثون في جامعى كاليفورنيا في بيركلى بتأكيد تجربة 1958 وأظهروا وجود النوبليوم-254 (بعمر نصف 55 ثانية), نوبليوم-252 (بعمر نصف 2.3 ثانية), نوبليوم-257 (بعمر نصف 23 ثانية). وفي العام التالي قامت مجموعة غيورسو بالإبقاء على الاسم "نوبليوم" للعنصر 102.

وكان النوبليوم أحدث العناصر المكتشفة عندما كان توم ليهرير بكتابة أغنية العناصر, ولهذا فهو العنصر الذي له أعلى وزن ذري ضمن الأغنية.

التسمية [عدل]

وكان النوبليوم اكتشف من قبل معهد نوبل، وأصل الاسم جاء على اسم ألفريد " نوبل الكيميائي السويدي، الذي اكتشف الديناميت ومؤسس جوائز نوبل.[6]

توزيع الإلكترونات [عدل]

التوزيع الإلكتروني كالتالي:[1]

$1s^2$

$2s^2$ $2p^6$

$3s^2$

$3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$ $4d^10$ $4f^{14}$

$5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$

$6s^2$ $6p^6$

$7s^2$

نظائر النوبليوم [عدل]

تم التعرف على 13 نظير مشع للنوبليوم، وأكثرها ثباتا No-259 بعمر نصف 58 دقيقة, No-255 بعمر نصف 3.1 دقيقة, No-253 بعمر نصف 1.7 دقيقة. وباقى النظائر لها عمر نصف اقل من 56 ثانية، ومعظم هذه النظائر لها عمر نصف أقل من 2.4 ثانية. والعنصر له. كما أن له حالة رجوع واحدة, No-254m (بعمر نصف 0.28 ثانية) كما أن له حالة رجوع واحدة, No-254m (بعمر نصف 0.28 ثانية). ويتراوح الوزن الذري لنظائر النوبليوم بين 249.088 وحدة كتل ذرية (No-249) إلى 262.108 وحدة كتل ذرية (No-262). ونظام الإضمحلال الأساسي قبل الوصول لأثبت النظائر, No-259, هو انبعاث ألفا, وبعدها يكون نظام الإضمحلال انشطار تلقائي. ونواتج الإصمحلال الأساسية قبل الوصول إلى No-259 هو نظير العنصر 100 (فيرميوم), والناتج الأساسي بعده يكون طاقة وجسيمات تحت ذرية.

المراجع [عدل]

1. ↑ أ ب العنصر نوبليوم نسخة محفوظة 11 سبتمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
2. ^ Silva (المؤلف وضع كأول غسم في قائمة المؤلفين), J .R. (17 فبراير 2011). "The new nuclide nobelium-259". sciencedirect (باللغة الإنجليزية). **216** (26 November 1973): 97–108. doi:10.1016/0375-9474(73)90520-4. ISSN 1 تأكد من صحة قيمة |issn= (مساعدة).
- Research sponsored by the US Atomic Energy Commission under contract with the Union Carbide Corporation and the University of California, Lawrence Berkeley Laboratory.
3. ^ nobelium نسخة محفوظة 10 يونيو 2006 على موقع واي باك مشين.
4. ^ الجمعية الكيميائية الأمريكية
5. ^ CRC Handbook of Chemistry and Physics
6. ^ النوبليوم معلومات تاريخية نسخة محفوظة 27 نوفمبر 2017 على موقع واي باك مشين.

- معمل لوس ألاموس القومي - نوبليوم
- *دليل العناصر - طبعة منقحة*, ألبرت ستيورت (طبعة جامعة أكسفورد,1998) ISBN 0-19-508083-1
- إنه أساسي - نوبليوم

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - نوبليوم

في كومنز صور وملفات عن: نوبليوم

ع·ن·ت	الجدول الدوري	<
ع·ن·ت	عناصر كيميائية على أسماء علماء	<

ضبط استنادي	GND: 4171959-1
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 10028-14-5 · ***PubChem CID***: 24822 · ***ChEBI ID***: 33396 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID70143094 · ***ChemSpider ID***: 23207 · ***UNII***: 2ZRJ207R3E

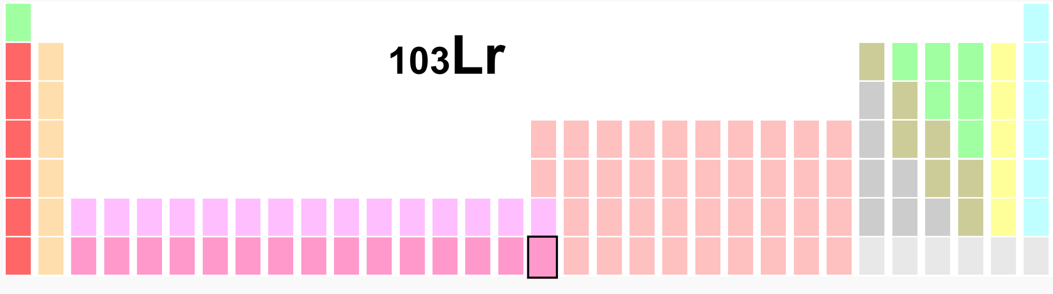
بوابة الكيمياء | بوابة الفيزياء | بوابة العناصر الكيميائية

تصنيفات: نوبليوم | أكتينيدات | ألفرد نوبل | عناصر كيميائية

لورنسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

رذرفورديوم ← **لورنسيوم** → نوبليوم



Lu
↑
Lr
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	لورنسيوم، 103، Lr
تصنيف العنصر	أكتينيدات
ملاحظات عن التصنيف	أحياناً يصنف ضمن الفلزات الانتقالية
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	n/a, 7، d
الكتلة الذرية	[262] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^1$ $7s^2$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 9, 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضياً)
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**3**
طاقات التأين	الأول: 443.8 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: 1428.0 كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثالث: 2219.1 كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	22537-19-5
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر اللورنسيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{262}Lr	مصطنع	3.6 ساعة	ε		^{262}No
^{261}Lr	مصطنع	44 دقيقة	ا.ت/ε؟		
^{260}Lr	مصطنع	2.7 دقيقة	α	8.04	^{256}Md
^{259}Lr	مصطنع	6.2 ثانية	α 78%	8.44	^{255}Md
			22% ا.ت		
^{258}Lr	مصطنع	4.1 ثانية	α	8.68,8.65,8.62,8.59	^{254}Md
^{257}Lr	مصطنع	0.65 ثانية	α	8.86,8.80	^{253}Md
^{256}Lr	مصطنع	27 ثانية	α	...8.62,8.52,8.32	^{252}Md
^{255}Lr	مصطنع	21.5 ثانية	α	8.43,8.37	^{251}Md
^{254}Lr	مصطنع	13 ثانية	α 78%	8.46,8.41	^{250}Md
			ε 22%		^{254}No
$^{253}Lr^m$	مصطنع	0.57 ثانية	α	8.79	^{249}Md
$^{253}Lr^g$	مصطنع	1.49 ثانية	α 92%	8.72	^{249}Md
			ا.ت 8%		
^{252}Lr	مصطنع	0.36 ثانية	α	9.02,8.97	^{248}Md

ع·ن·ت

اللورنسيوم هو أحد العناصر الاصطناعية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Lr** ورقم ذري 103.[1][2][3] وهو عنصر بعد-اليورانيوم ونشيط إشعاعيا, كما أنه له فترة عمر نصف صغيرة ويتم تصنيعه من الكاليفورنيوم ولا يعرف له استخدامات حتى الآن.

محتويات [أخف]

خصائص اللورنسيوم المميزة [عدل]

مظهر العنصر غير معروف، ويمكن أن يكون فضي أبيض أو رمادي فلزي. ولو أن هناك كمية كافية من اللورنسيوم فإنه يعتقد أنها ستكون مشعة. ولا يعرف كثير عن الخواص الكيميائية للعنصر ولكن العمل على ذرات قليلة منه توقعت انه يتصرف مثل الأكتينيدات.

العنصر 103 ينتمي إلى المستوى الفرعي d مثل اللوتيتيوم وعلى هذا فإنه يتم وضعه مع عناصر المستوى الفرعي d الأخرى في سلسلة الفلزات الانتقالية, ولكنه لايزال يتم وضعه في سلسلة الأكتينيدات أحيانا في الجدول الدوري.

تاريخ اللورنسيوم [عدل]

تم اكتشاف اللورنسيوم عن طريق ألبرت غيوروسو, تروبيجان سيكيلاند, ألمون لارش, روبرت إم. لاتيمير في 14 فبراير عام 1961 في معمل بيركلى للإشعاع (يسمى الآن معهد لورانس بيركلي القومي للإشعاع) في جامعة كاليفورنيا في بيركلي. وتم إنتاجه بقذف هدف 3 ميلي جرام يتكون من 3 نظائر للكاليفورنيوم بأيونات كل من بورون-10, بورون-11 في معجل خطي أيوني ثقيل (HILAC).

وأصبحت النواة المتبدلة مشحونة كهربيا، ومحاطة بجو من الهيليوم وتم جمعها على طبقة رقيقة لشريط حامل من النحاس. ثم تم تحريك هذا الشريط لوضع الذرات التي تم تجميعها أما مجموعة من كشافات الحالات الصلبة. وقد آخر فريق بيركيلي أن النظير257-103 تم اكتشافه بهذه الطريقة، ويضمحل بانبعاث 8.6 MeV جسيمات ألفا ولها عمر نصف يبلغ 4.2 ثانية. في عام 1967, أفادت الأبحاث في دبنا بروسيا على أنهم لم يستطيعوا تأكيد انبعاث ألفا بعمر نصف 4.2 ثانية مثل 103-257. وتم تعيين ذلك إلى لورنسيوم-258, لورنسيوم-259. وتم تصنيع 11 نظير للعنصر، وكان لورنسيوم-262 أكثرها في فترة عمر النصف إذ بلغ 216 دقيقة (يضمحل إلى نوبليوم-256. وتضمحل نظائر اللورنسيوم خلال انبعاث ألفا, انشطار تلقائي وأسر الإلكترون (بترتيب أكثر الأنواع إلى أقلها).

أصل الاسم، تم تفضيله عن طريق مجتمع الكيمياء الأمريكي, على شرف إيرنست أو. لورانس, مخترع السيكلوترون. كان الرمز Lw مستخدم ولكن في عام 1963 تم تغييره إلى Lr. وفي أغسطس عام 1997 أقر الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية الاسم لورنسيوم والرمز Lr في خلال اجتماع في جينيف.

مراجع [عدل]

1. ^ Kaldor, Uzi & Wilson, Stephen (2005). *Theoretical chemistry and physics of heavy and superheavy element*. Springer. صفحة 57. ISBN 1-4020-1371-X.
2. ^ Donets, E. D.; Shchegolev, V. A.; Ermakov, V. A. (1965). *Atomnaya Énergiya* (باللغة الروسية). **19** (2): 109. مفقود أو فارغ |title= (مساعدة)
3. ^ Eliav, E.; Kaldor, U.; Ishikawa, Y. (1995). "Transition energies of ytterbium, lutetium, and lawrencium by the relativistic coupled-cluster method". *فيزيكال ريفيو*. **52**: 291–296. Bibcode:1995PhRvA..52..291E. doi:10.1103/PhysRevA.52.291.

وصلات خارجية [عدل]

- Los معمل لوس ألاموس القومي - لورنسيوم
- *Guide to the Elements - Revised Edition*, Albert Stwertka, (Oxford University Press; 1998) ISBN 0-19-508083-1
- العناصر على شبكة المعلومات - لورنسيوم

في كومنز صور وملفات عن: لورنسيوم

ع·ن·ت	الجدول الدوري
ع·ن·ت	عناصر كيميائية على أسماء علماء
ضبط استنادي	GND: 4166972-1
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 22537-19-5 · *PubChem CID*: 31192 · *ChEBI ID*: 33397 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID30177057 · *ChemSpider ID*: 28934 · *UNII*: QRT37X99RQ

بوابة الفيزياء   بوابة العناصر الكيميائية   بوابة الكيمياء

تصنيفات: لورنسيوم | أكتينيدات | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

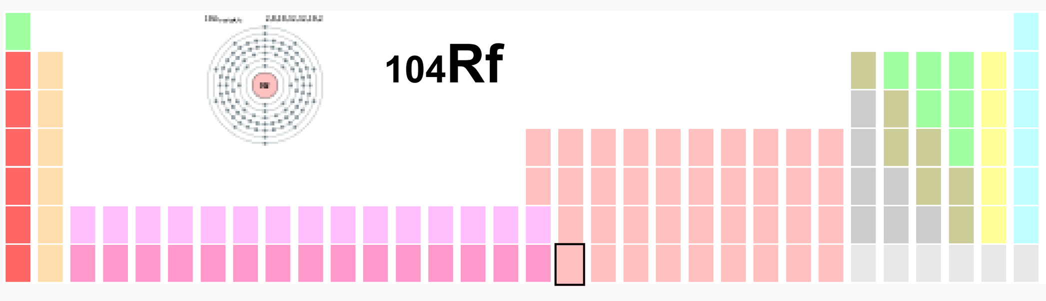
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
فارسی
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 122
عدل الوصلات

رذرفورديوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الرذرفورديوم (تحت الهافنيوم) هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Rf** ورقم ذري 104.[3][4][5] وهو عنصر اصطناعي نشيط إشعاعيا وأكثر نظائره عمرا هو النظير رذرفورديوم-267 والذي يبلغ عمر النصف له حوالي 5 ساعات. ولذلك فإنه نادر الاستخدام ولا يعرفه كثير من الناس. وهو عنصر بعد أكتينيد ويتوقع أن تكون له خواص كيميائية مشابهه للهافنيوم

دوبنيوم ← **رذرفورديوم** ← لورنسيوم	
 104Rf	Hf ↑ **Rf** ↓ -
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	رذرفورديوم، 104، Rf
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	4، 7، d
الكتلة الذرية	[261.11] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^2$ $7s^2$ *(افتراضي)*[1]
توزيع الإلكترونات **لكل** غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 32، 10، 2 *(افتراضي)* (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب *(افتراضي)*[1]
الكثافة (**عند** درجة حرارة الغرفة)	23 *(تقديري)*[1] غ·سم$^{-3}$
نقطة الانصهار	2400 *(تقديري)*[1] ك، 2100 °س
نقطة الغليان	5800 *(تقديري)*[1] ك، 5500 °س
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	**4+** (افتراضي)[1]
طاقات التأين	الأول: 490 *(تقديري)*[1] كيلوجول·مول$^{-1}$
خواص أخرى	
رقم CAS	53850-36-5
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الرذرفورديوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{255}Rf	مصطنع	1.68 ثانية[2]	52% ا.ت		
			α 48%	8.81,8.77,8.74,8.71	^{251}No
			ε 1%>	?	^{259}Lw
^{257}Rf	مصطنع	4.7 ثانية[2]	100%> α	8.90,8.78,8.52,8.28	^{253}No
			1.4%> ا.ت		
^{257m1}Rf	مصطنع	3.9 ثانية[2]	100%> α	9.02,8.97	^{253}No
			1.4%> ا.ت		
^{259}Rf	مصطنع	3.2 ثانية[2]	α 92%	8.87,8.77	^{255}No
			8% ا.ت		
^{261}Rf	مصطنع	65 ثانية[2]	80%< α	8.28	^{257}No
			ε 15%>		^{261}Lw
			10%> ا.ت		
^{263}Rf	مصطنع	10~ دقائق[2]	100%> ا.ت		
			30%~ α	? 7.90	
?^{264}Rf	مصطنع	*1 ساعة*[2]	?α		
^{265}Rf	مصطنع	1.8 دقيقة	ا.ت		
?^{266}Rf	مصطنع	*10 ساعات*[2]	ا.ت؟/α؟		
?^{268}Rf	مصطنع	*6 ساعات*[2]	ا.ت؟/α؟		

ع · ن · ت

تاريخ الرذرفورديوم [عدل]

الرذرفورديوم (تم تسميته على شرف لورد نيلسون-رذرفورد والذي أبلغ عن أول تصنيع له عام 1964 في معمل الأبحاث النووية في دبنا بروسيا. وقد كان البحث يعتمد على هاجموا البلوتونيوم بقذائف أيونية للنيون (معجلة من 113 إلى MeV 115), ولاحظوا انشطار نووي تمت متابعته بنوع معين من الزجاج في المجهر, والذي دل على وجود عنصر جديد.

في عام 1969 تم تصنيع العنصر في أبحاث جامعة كاليفورنيا-بيركلي بتعريض كاليفورنيوم-249 والكريون-12 لإصطدامت عالية من الطاقة. وقد أفادت مجموعة البحث أنهم لم يستطيعوا إنتاج العملية التصنيعية البكرة التي قام بها العلماء الروس.

وعلى ذلك فقد كان هناك اختلاف على تسمية العنصر, حيث أفاد الروس انه تم اكتشافه أولا في دبنا، وتم اقتراح دبنيوم (Db), مثل العنصر كورتشاتوفيوم بالرمز (Ku) للعنصر 104, على شرف العالم إيجور فاسيليفيتش كورتشاكوف (1903-1960), الرئيس السابق للأبحاث النووية الروسية. وقد اقترح الأمريكان رذرفورديوم بالرمز (Rf) للعنصر الجديد على شرف إيرنست رذرفورد، وهو عالم فيزيائي مشهور في نيو زيلاند. وقد قام (الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية) باقتراح أنيلكواديوم بالرمزو (Unq) كاسم مؤقت للعنصر. وعموما فغنه في عام 1997 تم حل الإشكال وتسمية العنصر باسمه الحالي.

وصلات خارجية [عدل]

- لوس ألاموس القومي - رذرفورديوم
- العناصر على شبكة المعلومات - رذرفورديوم

المراجع [عدل]

1. ↑ أ ب ت ث ج ح خ Chemical Data. Rutherfordium - Rf, Royal Chemical Society
2. ↑ أ ب ت ث ج ح خ د ذ Sonzogni, Alejandro. "Interactive Chart of Nuclides". National Nuclear Data Center: Brookhaven National Laboratory. اطلع عليه بتاريخ 06 يونيو 2008.
3. ^ "معلومات عن رذرفورديوم على موقع d-nb.info". d-nb.info. مؤرشف من الأصل في 25 يناير 2020.
4. ^ "معلومات عن رذرفورديوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 27 مارس 2020. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
5. ^ "معلومات عن رذرفورديوم على موقع universalis.fr". universalis.fr. مؤرشف من الأصل في 18 سبتمبر 2013.

ع · ن · ت	**الجدول الدوري**	<
ع · ن · ت	**عناصر كيميائية على أسماء علماء**	<

معرفات كيميائية	*PubChem CID*: 56951715 · *DSSTOX substance identifier*: DTXSID30718944 · *CAS Number*: 53850-36-5

بوابة العناصر الكيميائية · بوابة الكيمياء · بوابة الولايات المتحدة · بوابة الفيزياء · بوابة روسيا

ضبط استنادي	GND: 4508940-1

هذه بذرة مقالة عن الولايات المتحدة بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

في كومنز صور وملفات عن: رذرفورديوم

تصنيفات: رذرفورديوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

دوبنيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من دبنيوم)

الدبنيوم (سابقا "تحت-تنتالوم"، "هانيوم"، "أنيل بينتيوم") هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري وله الرمز Db، وعدد ذري 105.[1][2][3]

الدبنيوم عنصر اصطناعي نشيط إشعاعيا وأكثر نظائره ثباتا له عمر نصف 16 ساعة (دبنيوم-268). وهذا يعدّ ثبات جيد بالمقارنة بالعناصر المحيطة به في الجدول الدوري، وهذا دليل على أنه بالتحكم الجيد في عدد النيوترونات في النواة، يمكن الحصول على ثبات جيد للنواة.

تاريخ الدبنيوم [عدل]

الدبنيوم (تم تسميته على اسم بلدة دبنا في روسيا) تم إعلان اكتشافه في عام 1967 في معهد جوينت للأبحاث النووية في دبنا بروسيا. (تم إعلان اكتشاف كل من دبنيوم-260، ودبنيوم-261 بقذف الأمريكيوم-243 بالنيون-22) وفي أواخر إبريل عام 1970 أثبتت الأبحاث التي تمت في جامعة كاليفورنيا، بيركلي برئاسة ألبرت غيورسو وجود العنصر.

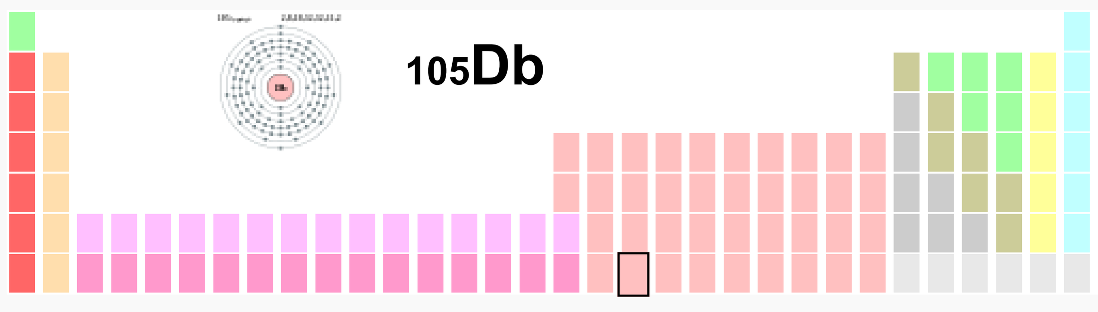
وقم الفريق الأمريكي بتصنيع العنصر بقذف كاليفورنيوم-248 بشعاع بنواة نيتروجين 84 MeV في معجل الأيونات الثقيلة الخطي (معجل جسيمات)، مما أنتج العنصر دبنيوم-260 وله عمر نصف يبلغ 1.6 ثانية. وتم اكتشاف ذرات للعنصر 105 في مارس عام 1970 ولكن لوحظ أن هذا العنصر تم اكتشافه قبل ذلك بعام في بركيلي باستخدام نفس الطريقة.

وقد حاول علماء بيركلي بعد ذلك تأكيد الاكتشافات السوفيتية باستخدام وسائل أكثر تعقيدا ولكن لم تنجح هذه المحاولات. وقد افترضوا أن العنصر الجديد يجب أن يسمى هانيون بالرمز Ha على شرف العالم الألماني أوتو هان. وقد استخدم معظم العلماء الأمريكان وعلماء أوروبا الغربية هذا الاسم.

وقد كان هناك جدل حول اسم العنصر الذي اكتشفه الفريق الروسي. وقد اقترح الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية الاسم أنيل بينتيوم (بالرمز Unp) كاسم مؤقت للعنصر.

وفي عام 1997 تم حل هذه المشكلة بإطلاق الاسم دبنيوم على العنصر على اسم مدينة دبنا بروسيا والتي يقع بها معهد جوينت للأبحاث النووية.

سيبورجيوم ← **دوبنيوم** ← رذرفورديوم



Ta
↑
Db
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	دوبنيوم، 105، Db
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	5، 7، d
الكتلة الذرية	[268] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^3$ $7s^2$ (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 32، 11، 2 (افتراضي) (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	5
خواص أخرى	
رقم CAS	53850-35-4
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر الدوبنيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{270}Db	مصطنع	~23.1 ساعة	ا.ت		
^{268}Db	مصطنع	16-32 ساعة	SF		
			ε ?		^{268}Rf
^{267}Db	مصطنع	1.2 ساعة	ا.ت		
^{266}Db	مصطنع	22 دقيقة	ε		^{266}Rf
^{263}Db	مصطنع	27 ثانية	56% ا.ت		
			α 41%	8.36	^{259}Lr
			ε 3%		^{263m}Rf
^{262}Db	مصطنع	34 ثانية	α 67%	8.66,8.45	^{258}Lr
			33% ا.ت		
^{261}Db	مصطنع	1.8 ثانية	α	8.93	^{257}Lr
^{260}Db	مصطنع	1.5 ثانية	α	9.13,9.08,9.05	^{256}Lr
^{259}Db	مصطنع	0.5 ثانية	α	9.47	^{255}Lr
^{258}Db	مصطنع	4.4 s	α 67%	9.17,9.08,9.01	^{254}Lr
			ε 33%		^{258}Rf
^{257m}Db	مصطنع	0.76 ثانية	α	9.16	^{253}Lr
^{257g}Db	مصطنع	1.50 ثانية	α	9.07,8.97	^{253}Lr
^{256}Db	مصطنع	1.6 ثانية	α 70%	9.12,9.08,9.01,8.89	^{253}Lr
			ε 30%		^{256}Rf

ع · ن · ت

مراجع [عدل]

1. ^ "Discovery of the Transfermium elements" (PDF). *Pure and Applied Chemistry*. **65** (8). 1993. doi:10.1351/pac199365081757. مؤرشف من الأصل (PDF) في 20 سبتمبر 2016. اطلع عليه بتاريخ 07 سبتمبر 2016.
2. ^ Choppin, G. R.; Liljenzin, J.-O.; Rydberg, J. (2002). *Radiochemistry and Nuclear Chemistry*. إلزيفير. صفحة 416. ISBN 978-0-7506-7463-8.
3. ^ "Responses on the report 'Discovery of the Transfermium elements' followed by reply to the responses by Transfermium Working Group" (PDF). *Pure and Applied Chemistry*. **65** (8): 1815–1824. 1993. doi:10.1351/pac199365081815. مؤرشف من الأصل (PDF) في 25 نوفمبر 2013. اطلع عليه بتاريخ 07 سبتمبر 2016.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - دبنيوم
- معهد لوس ألاموس القومي - دبنيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري <
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن <

معرفات كيميائية: DSSTOX substance identifier: DTXSID30893063 · ECHA: 100.126.367 · EC no.: 611-058-7 · CAS Number: 53850-35-4

بوابة الفيزياء بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء

ضبط استنادي: GND: 4293095-9

في كومنز صور وملفات عن: دوبنيوم

تصنيفات: دوبنيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

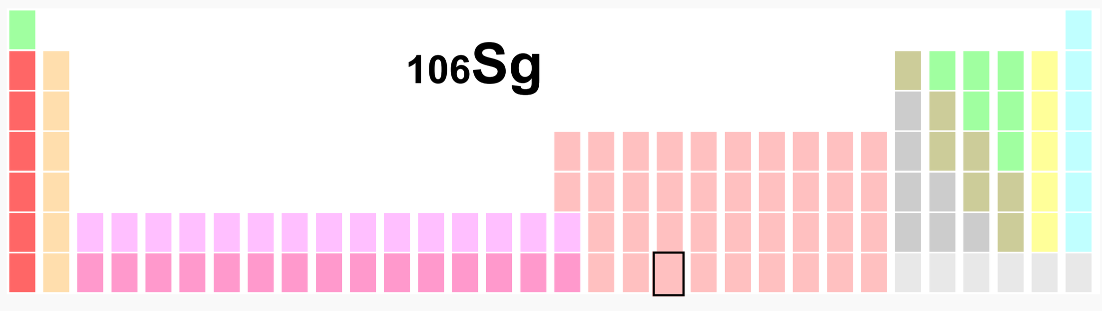
سيبورغيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة
(بالتحويل من سيبورجيوم)

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 120
عدل الوصلات

السيبورجيوم (تحت التنجستين) هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري وله الرمز Sg وعدده الذري 106.[1][2][3] كما أنه أيضا يعرف "أنيل هيكسيوم" (Unh)، كما كان يعرف أيضا باسم "رذرفورديوم". السيبورجيوم عنصر اصطناعي وأكثر نظائره ثباتا ^{266}Sg له عمر نصف يبلغ 21 ثانية. ويشبه التنجستين كيميائيا.

بوريوم ← **سيبورغيوم** ← دوبنيوم



W
↑
Sg
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	سيبورغيوم، 106، Sg
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	6، 7، d
الكتلة الذرية	[271] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; 7s^{2} 5f^{14} 6d^{4} (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 32، 12، 2 (افتراضي) (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضي)
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	6
خواص أخرى	
رقم CAS	54038-81-2
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر السيبورغيوم

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{271}Sg	مصطنع	1.9 دقيقة	α 67%	8.54	^{267}Rf
			ا.ت 33%		
^{269}Sg	مصطنع	2.1 دقيقة	α	8.56	^{265}Rf
^{267}Sg	مصطنع	1.4 دقيقة	α 17%	8.20	^{263}Rf
			ا.ت 83%		
^{266}Sg	مصطنع	0.36 ثانية	ا.ت		
^{265b}Sg	مصطنع	16.2 ثانية	α	8.70	^{261g}Rf
^{265a}Sg	مصطنع	8.9 ثانية	α	8.90,8.84,8.76	^{261}Rf
^{264}Sg	مصطنع	68 ميلي ثانية	ا.ت		
^{263m}Sg	مصطنع	s 0.9	α 87%	9.25	^{259}Rf
			ا.ت 13%		
^{263g}Sg	مصطنع	0.3 ثانية	α	9.06	^{259}Rf
^{262}Sg	مصطنع	15 ميلي ثانية	ا.ت		
^{260}Sg	مصطنع	3.6 ميلي ثانية	α 26%	9.81,9.77,9.72	^{256}Rf
			ا.ت 74%		
^{259}Sg	مصطنع	0.48 ثانية	α	9.62,9.36,9.03	^{255}Rf
^{258}Sg	مصطنع	2.9 ميلي ثانية	ا.ت		

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

تاريخ السيبورجيوم [عدل]

تم اكتشاف العنصر 106 في نفس الوقت تقريبا في معملين مختلفين في يونيو 1974، فقد قام فريق بحث روسي برئاسة جورجي فليروف في معهد جوينت للأبحاث النووية في دبنا بإعلان اكتشافهم لنظير له عدد كتلة 259 وعمر نصف 0.48 ثانية، وفي سبتمبر 1974، أفاد فريق بحث أمريكي برئاسة ألبرت غيورسو في معمل لورانس للإشعاع في جامعة كاليفورنيا في بيركلي بأنهم صنعوا نظير له عدد كتلة 263 وعمر نصف 1 ثانية.

ونظرا لأن نتائج الفريق الأمريكي تم إثباتها أولا، فقد اقترحوا تسمية العنصر سيبورجيوم على شرف الكيميائي الأمريكي غلين سيبورغ. وقد كان هناك جدل كبير حول هذا الاسم نظرا لأن سيبورج كان لايزال حيا وقتها. وقد أقرت لجنة دولية أن كل من معملي دبنا وبيركلي يجب أن يتشاركا في الاكتشاف.

وقد حدث جدل حول اسم العنصر ونتيجة لذلك تم تسمية العنصر بمعرفة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية أنيل هيكسيوم (بالرمز Unh) كاسم مؤقت لهذا العنصر، وفي عام 1994 اقترحت لجنة من IUPAC أن يتم تسمية العنصر 106 رذرفورديوم وأقرت قاعدة أن لا يتم تسمية أي عنصر على اسم أشخاص لا يزالوا على قيد الحياة. وقد تم مهاجمة هذه القاعدة بشدة من مجتمع الكيمياء الأمريكي. وكانت نقطة الانتقاد لهذه القاعدة هي أنه توجد سابقة لذلك بتسمية العنصر أينشتينيوم أثناء حياة ألبرت أينشتين. وفي عام 1997، أثناء حل النزاع على تسمية العناصر من 104 إلى 108، تم اختيار الاسم سيبورجيوم للعنصر 106.

نظائر السيبورجيوم [عدل]

يوجد 11 نظير معروف للسيبورجيوم، وأطول النظائر عمرا ^{269}Sg والذي يضمحل عن طريق اضمحلال ألفا والانشطار النووي. وله فترة عمر نصف تبلغ 22 ثانية. وأقل النظائر عمرا ^{258}Sg ويضمحل عن طريق اضمحلال ألفا والانشطار النووي، وله فترة عمر نصف تبلغ 2.9 ملي ثانية.

مراجع [عدل]

1. ^ "The Nobel Prize in Chemistry 1951". مؤسسة نوبل. مؤرشف من الأصل في 08 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 26 أغسطس 2012.
2. ^ Barber, Robert C.; Gäggeler, Heinz W.; Karol, Paul J.; Nakahara, Hiromichi; Vardaci, Emanuele; Vogt, Erich (2009). "Discovery of the element with atomic number 112 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. **81** (7): 1331. doi:10.1351/PAC-REP-08-03-05.
3. ^ Armbruster, Peter & Munzenberg, Gottfried (1989). "Creating superheavy elements". *Scientific American*. **34**: 36–42.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات سيبورجيوم
- معمل لوس ألاموس القومي سيبورجيوم

في كومنز صور وملفات عن: سيبورغيوم

ع · ن · ت الجدول الدوري
ع · ن · ت عناصر كيميائية على أسماء علماء

ضبط استنادي	GND: 4355423-4
معرفات كيميائية	***DSSTOX substance identifier***: DTXSID90893064 · ***CAS Number***: 54038-81-2

بوابة الكيمياء بوابة الفيزياء بوابة العناصر الكيميائية
تصنيفات: سيبورغيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
شارك
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 118
عدل الوصلات

بوريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

البوريوم (تحت-الرينيوم) هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري, له الرمز Bh وعدد ذري 107.[1][2][3] وهو عنصر اصطناعي وأكثر نظائره ثباتا Bh-262, وله فترة عمر نصف تبلغ 102 مللى ثانية.

هاسيوم ← **بوريوم** ← سيبورغيوم

Re
↑
Bh
↓
-

^{107}**Bh**

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	بوريوم، 107، Bh
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	7، 7، d
الكتلة الذرية	[270] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^{5}$ $7s^{2}$ *(افتراضي)*
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 13, 2 *(افتراضي)* (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	7
خواص أخرى	
رقم CAS	54037-14-8
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر البوريوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{274}Bh	مصطنع	~53 ثانية	α	8.93	^{270}Db
^{272}Bh	مصطنع	9.8 ثانية	α	9.02	^{268}Db
^{271}Bh	مصطنع		α		^{267}Db
^{270}Bh	مصطنع	**61 ثانية**	α	**8.93**	^{266}Db
^{267}Bh	مصطنع	17 ثانية	α	8.83	^{263}Db
^{266}Bh	مصطنع	0.9 ثانية	α	9.77,9.04	^{262}Db
^{265}Bh	مصطنع	0.9 ثانية	α	9.24	^{261}Db
^{264}Bh	مصطنع	0.97 ثانية	α	9.62,9.48	^{260}Db
^{262m}Bh	مصطنع	9.6 ميلي ثانية	α	10.37,10.24	^{258}Db
^{262g}Bh	مصطنع	84 ميلي ثانية	α	10.08,9.94,9.82,9.74,9.66	^{258}Db
^{261}Bh	مصطنع	11.8 ميلي ثانية	α	10.40,10.10,10.03	^{257}Db
^{260}Bh	مصطنع	35 ميلي ثانية	α	10.16	^{256}Db

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: بوريوم

تاريخ ال بوريوم [عدل]

تم تصنيعه في عام 1976 عن طريق فريق بحث روسي برئاسة واى.أوجانيسيان في معهد جوينت للأبحاث النووية في دبنا, وقد قام بتصنيع النظير ^{261}Bh وله عمر نصف يبلغ 1-2 مللى ثانية (بعد ذلك كانت البيانات تدور حول 10 مللى ثانية). وقد حصلوا على هذه النتائج بقذف البزموث-204 بنواة ثقيلة من الكروم-54.

وفى عام 1981 قام فريق بحث ألماني في معهد بحوث الأيونات الثقيلة في دامشتادت بتأكيد اكتشافات الفريق الروسي وأنتجوا البوريوم بفترة عمر نصف أكبر Bh-262.

وقد اقترح الألمان الاسم نيلزبوريوم على شرف الفيزيائي الدانماركي نيلز بور. بينما اقترح السوفييت هذا الاسم للعنصر 105 (دبنيوم).

وقد كان هناك جدل حول تسمية العناصر من 101 إلى 109. وقد اقترح IUPAC الاسم أنيل سيتيوم بالرمز Uns كاسم مؤقت للعنصر.

وفى عام 1994 قامت لجنة من IUPAC باقتراح أن يسمى العنصر 107 بوريوم، بحيث يكون مثل العناصر الأخرى التي تكرم أشخاص معينيين، على أن اللجنة كانت تخشى أن يتداخل اسم العنصر مع الأسماء الأخرى لبعض العناصر مثل البورون, ولكن في نهاية الأمر تم إقرار الاسم عام 1997.

مراجع [عدل]

1. ^ Sonzogni, Alejandro. "Interactive Chart of Nuclides". National Nuclear Data Center: Brookhaven National Laboratory. مؤرشف من الأصل في 12 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 06 يونيو 2008.
2. ^ Gäggeler, H. W.; Eichler, R.; Brüchle, W.; Dressler, R.; Düllmann, Ch. E.; Eichler, B.; Gregorich, K. E.; Hoffman, D. C.; et al. (2000). "Chemical characterization of bohrium (element 107)". *Nature*. **407** (6800): 63–5. Bibcode:2000Natur.407...63E. doi:10.1038/35024044. PMID 10993071.
3. ^ On spontaneous fission of neutron-deficient isotopes of elements 103, 105 and 107// Nuclear Physics A. — 1976. — T. 273. — № 2. — C. 505-522. نسخة محفوظة 24 سبتمبر 2015 على موقع واي باك مشين.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - بوريوم
- موقع Apsidium - بوريوم
- معمل لوس ألاموس القومي - بوريوم

ع · ن · ت	الجدول الدوري
ع · ن · ت	عناصر كيميائية على أسماء علماء
ضبط استنادي	GND: 4518310-7
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 54037-14-8 · ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID50893065

بوابة الفيزياء · بوابة الكيمياء · بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: بوريوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | نيلس بور

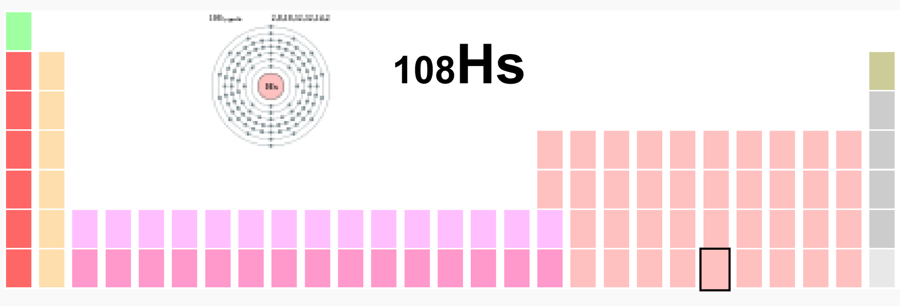
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
شارك
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 119
عدل الوصلات

هاسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الهاسيوم (تحت الأزوميوم) هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري له الرمز Hs, والعدد الذري 108.[1][2][3] وهو عنصر اصطناعي وأكثر نظائره استقرارا Hs-265، له عمر نصف يبلغ 2 ملي ثانية.

مايتنريوم ← **هاسيوم** ← بوريوم	
Os ↑ **Hs** ↓ -	108**Hs**



المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	هاسيوم، 108، Hs
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	8، 7، d
الكتلة الذرية	[269] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^{6}$ $7s^{2}$ *(افتراضي)*
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 32، 14، 2 *(افتراضي)* (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضي)
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	8
خواص أخرى	
رقم CAS	54037-57-9
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الهاسيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{277a}Hs	مصطنع	2 ثانية	ا.ت		
^{277b}Hs ?	مصطنع	16.5 دقيقة	ا.ت		
^{275}Hs	مصطنع	0.15 ثانية	α	9.30	^{271}Sg
^{273}Hs	مصطنع	0.24 ثانية	α	9.59	^{269}Sg
^{271}Hs	مصطنع	40 ثانية	α	9.27,9.13	^{267}Sg
^{270}Hs	مصطنع	3.6 ثانية	α	9.02,8.88	^{266}Sg
^{269}Hs	مصطنع	9.7 ثانية	**α**	9.21,9.10,8.97	^{265}Sg
^{268}Hs	مصطنع	0.36 ثانية	α	9.48	^{264}Sg
^{267m}Hs	مصطنع	0.8 ثانية	α	9.83	^{263}Sg
^{267}Hs	مصطنع	52 ميلي ثانية	α	9.99,9.87	^{263}Sg
^{266}Hs	مصطنع	2.3 ميلي ثانية	α	10.18	^{262}Sg
^{265m}Hs	مصطنع	0.75 ميلي ثانية	α		^{261}Sg
^{265}Hs	مصطنع	2.0 ميلي ثانية	α		^{261}Sg
^{264}Hs	مصطنع	~0.8 ميلي ثانية	α 5.	10.43	^{260}Sg
			SF 5.		
^{263}Hs	مصطنع	0.74 ميلي ثانية	α	10.89,10.72,10.57	^{259}Sg

ع·ن·ت

في كومنز صور وملفات عن: هاسيوم

تاريخ الهاسيوم [عدل]

تم تصنيعه لأول مرة في عام 1984 م بواسطة فريق بحث ألماني برئاسة بيتر أرمبروستر, وجوت فريد مونزينبرج معهد أبحاث الأيونات الثقيلة في دارمشتادت. وتم اقتراح الاسم هاسيوم بواسطة فريق البحث وهو مشتق من الاسم اللاتيني لمقاطعة هيسن الألمانية حيث يقع المعهد .

Pb82 + Fe26 ----→ Hs108 + n

وقد كان هناك جدل حول تسمية العناصر حول أسماء العناصر من 101 إلى 109. وعلى هذا أعلن الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية الاسم أنيل أوكتيوم (بالرمز Uno) كاسم مؤقت للعنصر. وفي عام 1994 اقترحت لجنة من لجان IUPAC تسمية العنصر هاهنيوم. ولكن تم اعتماد الاسم هاسيوم أخيرا في عام 1997.

مراجع [عدل]

1. ^ Arblaster, J. W. (1989). "Densities of osmium and iridium: recalculations based upon a review of the latest crystallographic data" (PDF). *Platinum Metals Review*. **33** (1): 14–16. مؤرشف من الأصل (PDF) في 24 سبتمبر 2015.
2. ^ "Decay properties of ^{269}Hs and evidence for the new nuclide ^{270}Hs" نسخة محفوظة 2012-11-18 at WebCite, Turler et al., *GSI Annual Report 2001*. Retrieved 2008-03-01.
3. ^ Schädel, Matthias (2003). *The Chemistry of Superheavy Elements*. Springer. صفحة 269. ISBN 978-1402012501. مؤرشف من الأصل في 4 أبريل 2015. اطلع عليه بتاريخ 17 نوفمبر 2012.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - هاسيوم
- موقع Apsidium - هاسيوم

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء أماكن
ضبط استنادي: GND: 4518309-0 · LCCN: sh2012003723
معرفات كيميائية: ***DSSTOX substance identifier***: DTXSID10893066 · ***CAS Number***: 54037-57-9
بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة الفيزياء

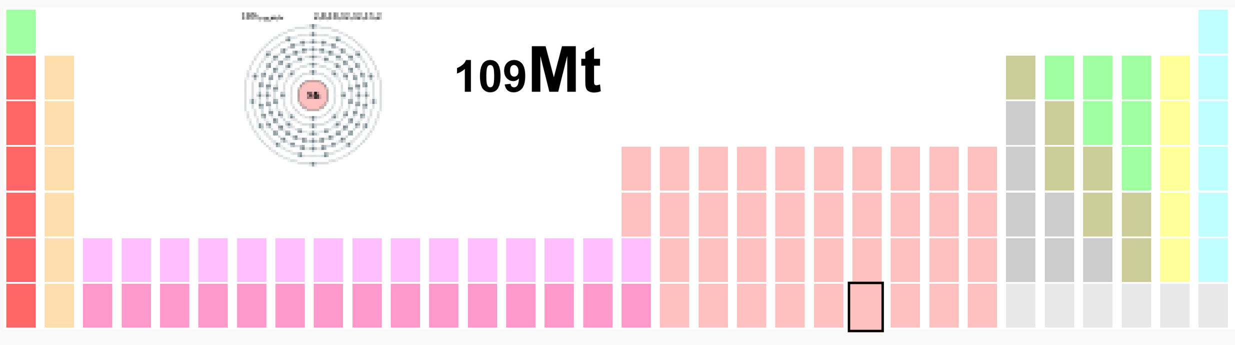
هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: هاسيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

مايتنريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

المايتنريوم والذي كان يعرف سابقا باسم (تحت-الإيريديوم)("Eka-Iredium") هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Mt** ورقم ذري 109.[2][3][4] وهو عنصر اصطناعي وأكثر نظائره Mt-266 عمرا يبلغ 3.6 مللي ثانية.

دارمشتاتيوم ← **مايتنريوم** ← هاسيوم	
	
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	مايتنريوم، 109، Mt
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	9، 7، d
الكتلة الذرية	[278] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn];$7s^2 5f^{14} 6d^7$ [1]
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2، 8، 18، 32، 32، 15، 2 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضي)
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54038-01-6
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر المايتنريوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{278}Mt	مصطنع	~8 ثانية	α	9.55	^{274}Bh
^{276}Mt	مصطنع	0.72 ثانية	α	9.71	^{272}Bh
^{275}Mt	مصطنع	9.7 ميلي ثانية	α	10.33	^{271}Bh
^{274}Mt	مصطنع	0.44 ثانية	α	9.76	^{270}Bh
^{270m}Mt ?	مصطنع	1.1 ثانية	α		^{266}Bh
^{270g}Mt	مصطنع	5 ميلي ثانية	α	10.03	^{266}Bh
^{268}Mt	مصطنع	42 ميلي ثانية	α	10.26,10.10	^{264}Bh
^{266}Mt	مصطنع	1.7 ميلي ثانية	α	11.00	^{262}Bh

ع · ن · ت

محتويات [أخف]

تاريخ المايتنريوم [عدل]

تم اكتشافه في 29 أغسطس عام 1982 بمعرفة فريق أبحاث ألماني، في معهد أبحاث الأيونات الثقيلة في دارمشتاد، ألمانيا.

والاسم *مايتنريوم* تم قبوله كاسم على شرف ليزه مايتنر عالمة الفيزياء والرياضيات النمساوية-السويدية، وقد كان هناك جدل حول تسمية العناصر من 101 إلى 109. ولكن بطريقة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية لتسمية العناصر قياسيا تم إطلاق الاسم أنيلينيوم "بالرمز "Une" كرمز مؤقت للعنصر. وبصفة عامة فإنه في عام 1997 تم حل هذا الجدال بالنسبة للعنصر 109 بتسميته مايتنريوم.

اكتشافه [عدل]

اكتشف في 29 أغسطس 1982 من قبل فريق من الباحثين الألمان بقيادة بيتر أرمبروستر و غوتفريد في دارمشتات .

وصلات خارجية [عدل]

- عنصر شبكة المعلومات - مايتنريوم
- موقع- Apsidium - مايتنريوم

المراجع [عدل]

1. ^ Thierfelder, C.; Schwerdtfeger, P.; Heßberger, F. P.; Hofmann, S. (2008). "Dirac-Hartree-Fock studies of X-ray transitions in meitnerium". *The European Physical Journal A*. **36**: 227. doi:10.1140/epja/i2008-10584-7.
2. ^ "معلومات عن مايتنريوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 22 مارس 2020. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.
3. ^ "معلومات عن مايتنريوم على موقع bigenc.ru". bigenc.ru. مؤرشف من الأصل في 12 ديسمبر 2019.
4. ^ "معلومات عن مايتنريوم على موقع enciclopedia.cat". enciclopedia.cat. مؤرشف من الأصل في 12 ديسمبر 2019.

في كومنز صور وملفات عن: مايتنريوم

ع · ن · ت	**الجدول الدوري**	<
ع · ن · ت	**عناصر كيميائية على أسماء علماء**	<

ضبط استنادي	GND: 4518308-9
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 54038-01-6

بوابة الفيزياء بوابة الكيمياء بوابة العناصر الكيميائية

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

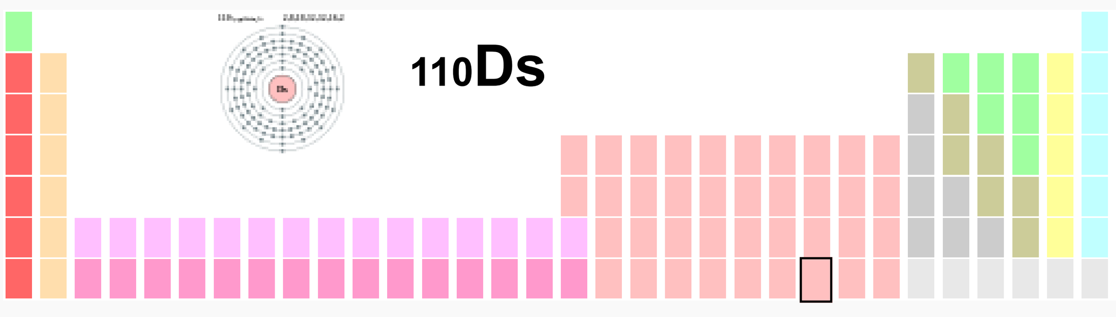
تصنيفات: مايتنريوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 115
عدل الوصلات

دارمشتاتيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

رونتجينيوم → **دارمشتاتيوم** ← مايتنريوم	
Pt ↑ Ds ↓ -	
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	دارمشتاتيوم، 110، Ds
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	10، 7، d
الكتلة الذرية	[281] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]؛ $7s^1 5f^{14} 6d^9$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 17, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضي)
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54083-77-1
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الدارمشتاتيوم	



النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{281a}Ds	مصطنع	11 ثانية	94% ا.ت		
			α 6%	8.67	^{277a}Hs
^{281b}Ds ?	مصطنع	3.7 دقيقة	α	8.77	^{277b}Hs ?
^{279}Ds	مصطنع	0.20 ثانية	α 10%	9.70	^{275}Hs
			90% ا.ت		
^{277}Ds	مصطنع	5.7 ميلي ثانية	α	10.57	^{273}Hs
^{273}Ds	مصطنع	170 ميلي ثانية	α	11.14	^{269}Hs
^{271m}Ds	مصطنع	69 ميلي ثانية	α	10.71	^{267}Hs
^{271g}Ds	مصطنع	1.63 ميلي ثانية	α	10.74,10.69	^{267}Hs
^{270m}Ds	مصطنع	6 ميلي ثانية	α	12.15,11.15,10.95	^{266}Hs
^{270g}Ds	مصطنع	0.10 ميلي ثانية	α	11.03	^{266}Hs
^{269}Ds	مصطنع	0.17 ميلي ثانية	α	11.11	^{265}Hs
^{267}Ds ?	مصطنع	0.004 ميلي ثانية			

ع · ن · ت

الدارمشتاتيوم هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Ds** ورقم ذري 110 مما يجعله أحد الذرات البالغة الثقل.[1][2][3] وهو عنصر اصطناعي، يضمحل سريعا. وأثقل نظائره 280 و 281 تم تصنيعها حديثا وهي ثابتة إلى حد ما، ولها فترة عمر نصف تبلغ 7.6 ثانية، 1.1 دقيقة على الترتيب. ونظرا لوجوده في المجموعة 10 فإنه من الممكن أن يظهر كفلز لامع وصلب.

تاريخ الدارمشتاتيوم [عدل]

اكتشف في Gesellschaft für Schwerionenforschung GSI بدارمشتاد، ألمانيا 9 نوفمبر عام 1994. ولم يتم ملاحظة العنصر إطلاقا ولكن تم تصنيع بعض ذرات فقط منه بالانصهار النووي لنظائر النيكل والرصاص في معجل نووي. (تم تعجيل ذرات النيكل وإطلاقها على هدف من الرصاص).

للعلماء أيضا جانبهم المرح فقد اقترح بعضهم إطلاق الاسم *بوليسيوم* "Policium" على العنصر نظرا لأن رقمه الذري 110، وهو رقم تليفون الطوارىء للشرطة الألمانية. ولكن، تم تسمية العنصر على اسم البلدة الألمانية التي تم اكتشافه بها دارمشتاد (يقع GSI في مكان يسمى ويكسهاوزن وهي ضاحية شمال دارمشتاد). وتم إطلاق الاسم دارمشتايتيوم بمعرفة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في أغسطس عام 2003.

مراجع [عدل]

1. ^ Kaji, Daiya; Morita, Kosuke; Morimoto, Kouji; Haba, Hiromitsu; Asai, Masato; Fujita, Kunihiro; Gan, Zaiguo; Geissel, Hans; Hasebe, Hiroo; Hofmann, Sigurd; Huang, MingHui; Komori, Yukiko; Ma, Long; Maurer, Joachim; Murakami, Masashi; Takeyama, Mirei; Tokanai, Fuyuki; Tanaka, Taiki; Wakabayashi, Yasuo; Yamaguchi, Takayuki; Yamaki, Sayaka; Yoshida, Atsushi (2017). "Study of the Reaction $^{48}Ca + ^{248}Cm \rightarrow ^{296}Lv^*$ at RIKEN-GARIS". *Journal of the Physical Society of Japan*. **86**: 034201-1–7. Bibcode:2017JPSJ...86c4201K. doi:10.7566/JPSJ.86.034201.
2. ^ Hofmann; Heßberger, F. P.; Ackermann, D.; Antalic, S.; Cagarda, P.; Ćwiok, S.; Kindler, B.; Kojouharova, J.; Lommel, B.; Mann, R.; Münzenberg, G.; Popeko, A. G.; Saro, S.; Schött, H. J.; Yeremin, A. V. (2001). "The new isotope $^{270}110$ and its decay products ^{266}Hs and ^{262}Sg" (PDF). *Eur. Phys. J. A*. **10**: 5–10. Bibcode:2001EPJA...10....5H. doi:10.1007/s100500170137. مؤرشف من الأصل (PDF) في 03 مارس 2016.
3. ^ Superheavy Element Research Superheavy Element - News from GSI and Mainz. University Mainz نسخة محفوظة 01 أغسطس 2017 على موقع واي باك مشين.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - دارمشتاتيوم
- IUPAC: العنصر 110 اسمه دارمشتاتيوم
- موقع Apsidium -دارمشتاتيوم

في كومنز صور وملفات عن: دارمشتاتيوم

ع · ن · ت	**الجدول الدوري**	<
ع · ن · ت	**عناصر كيميائية على أسماء أماكن**	<

ضبط استنادي	GND: 7578677-1
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 54083-77-1

بوابة الفيزياء | **بوابة العناصر الكيميائية** | **بوابة الكيمياء**

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: دارمشتاتيوم | دارمشتات | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

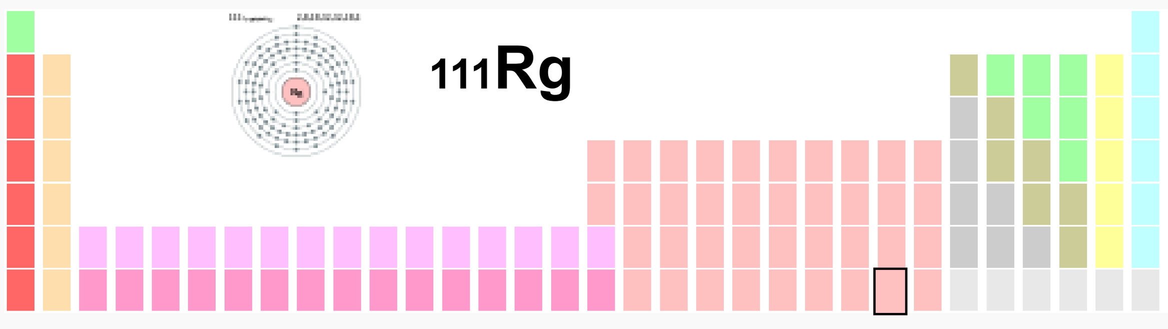
ويكيبيديا
الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
فارسی
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Polski
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 114
عدل الوصلات

رونتجينيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الروينتجينيوم هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز **Rg** (سابقا كان له الرمز Uuu) ورقم ذري 111 مما يجعله أحد الذرات البالغة الثقل.[1][2][3] وهو عنصر اصطناعي وأكثر نظائره عمرا يبلغ 3.6 ثانية. ونظرا لوجوده في المجموعة 11 فإنه فلز انتقالي وبالتالي فإنه من الممكن أن يظهر كفلز ثقيل لامع وصلب. ولا يمكن توقع ما إذا كان سيكون لونه مثل الذهب أم لا.

كوبرنيسيوم → **رونتجينيوم** ← دارمشتاتيوم



Au
↑
Rg
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	رونتجينيوم، 111، Rg
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	11، 7، d
الكتلة الذرية	[281] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]؛ $5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^{1}$
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 1 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	صلب (افتراضي)
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54386-24-2
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الرونتجينيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{282}Rg	مصطنع	~0.5 ثانية	α	9.00	^{278}Mt
^{281}Rg	مصطنع	22.8 ثانية	ا.ت		
^{280}Rg	مصطنع	3.6 ثانية	α	9.75	^{276}Mt
^{279}Rg	مصطنع	170 ميلي ثانية	α	10.37	^{275}Mt
^{278}Rg	مصطنع	4.2 ميلي ثانية	α	10.69	^{274}Mt
^{274}Rg	مصطنع	15 ميلي ثانية	α	11.23	^{270}Mt
^{272}Rg	مصطنع	1.6 ميلي ثانية	α	11.02,10.82	^{268}Mt

ع·ن·ت

محتويات [أخف]

تاريخ الروينتجينيوم [عدل]

تم اكتشافه في Gesellschaft für Schwerionenforschung GSI بدارمشتاد, ألمانيا 8 ديسمبر عام 1994. وتم ملاحظة 3 ذرات فقط منه ^{272}Rg, بانصهار البزموث-209 والنيكل-64 في معجل خطي. (تم إطلاق النيكل على هدف من البزموث).

والاسم روينتجينيوم تم قبوله كاسم دائم في 1 نوفمبر عام 2004, على شرف فيلهلم كونراد رونتغن, وكان يطلق على العنصر اسم مؤقت أنون نيوم, وذلك بطريقة أسماء العناصر القياسية الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية. ويسمي في بعض الأبحاث أسفل-الذهب "Eka-Gold".

نظائر الروينتجينيوم [عدل]

يوجد 3 نظائر للروينتجينيوم. أطولهم عمرا ^{280}Rg والذي يضمحل خلال إضمحلال ألفا, وله فترة عمر نصف تبلغ 3.6 ثانية. أقصر النظائر عمرا ^{272}Rg والذي له فترة عمر نصف تبلغ 1.5 مللى ثانية. آخر النظائر المعروفة ^{279}Rg والذي يضمحل في فترة عمر نصف تبلغ 170 مللى ثانية.

مراجع [عدل]

1. ^ Düllmann, Christoph E. (2012). "Superheavy elements at GSI: a broad research program with element 114 in the focus of physics and chemistry". *Radiochimica Acta*. **100** (2): 67–74. doi:10.1524/ract.2011.1842.
2. ^ Seth, M.; Faegri, K.; Schwerdtfeger, P. (1998). "The Stability of the Oxidation State +4 in Group 14 Compounds from Carbon to Element 114". *Angew. Chem. Int. Ed. Engl.* **37** (18): 2493–6. doi:10.1002/(SICI)1521-3773(19981002)37:18<2493::AID-ANIE2493>3.0.CO;2-F.
3. ^ Oganessian, Yuri Ts.; Abdullin, F. Sh.; Bailey, P. D.; et al. (2010-04-09). "Synthesis of a New Element with Atomic Number Z=117". *Physical Review Letters*. American Physical Society. **104** (142502): 142502. Bibcode:2010PhRvL.104n2502O. doi:10.1103/PhysRevLett.104.142502. PMID 20481935. مؤرشف من الأصل في 10 يوليو 2018.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - روينتجينيوم
- IUPAC: اقتراحات الاسم روينتجينيوم للعنصر 111
- IUPAC: العنصر 111 اسمه روينتجينيوم
- موقع Apsidium -روينتجينيوم- العنصر 111

ع·ن·ت الجدول الدوري
ع·ن·ت عناصر كيميائية على أسماء علماء
معرفات كيميائية CAS Number: 54386-24-2
بوابة العناصر الكيميائية بوابة الكيمياء بوابة الفيزياء
بوابة عقد 1990
ضبط استنادي GND: 7635623-1 · LCCN: sh2012003700
في كومنز صور وملفات عن: رونتجينيوم
تصنيفات: رونتجينيوم | العلم في 1994 | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية

كوبرنيسيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الكوبرنيسيوم والذي كان يعرف سابقا باسم**أنون بيوم** أو (تحت-الزئبق)("Eka-mercury") هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز المؤقت **Cn** ورقم ذري 112.[1][2][3] وهو من العناصر بالغة الثقل، وأكثر نظائره 285 عمرا يبلغ 3.11 دقيقة. بعض الأبحاث لا زالت تسمي العنصر (تحت-الزئبق)"-Eka mercury")".ويتوقع أن يكون العنصر فلز سائل ولكنه أكثر تطايرا من الزئبق.

نيهونيوم ← **كوبرنيسيوم** → رونتجينيوم	
زئبق ↑ Cn ↓ -	112Cn
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	كوبرنيسيوم، 112، Cn
تصنيف العنصر	فلز انتقالي
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	12، 7، d
الكتلة الذرية	[285] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$ *(افتراضي)*
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 2 *(افتراضي)* (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الطور	غير معروف
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54084-26-3
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الكوبرنيسيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{285a}Cn	مصطنع	29 ثانية	α	?9.15,9.03	^{281a}Ds
? ^{285b}Cn	مصطنع	8.9 دقيقة	α	8.63	? ^{281b}Ds
^{284}Cn	مصطنع	97 ميلي ثانية	ا.ت		
^{283a}Cn	مصطنع	4 ثانية	80%~ α	9.53,9.32,8.94	^{279}Ds
			20%~ ا.ت		
?? ^{283b}Cn	مصطنع	7.0 ~ دقيقة	100% ا.ت		
^{282}Cn	مصطنع	0.8 ميلي ثانية	ا.ت		
^{281}Cn	مصطنع	97 ميلي ثانية	α	10.31	^{277}Ds
^{277}Cn	مصطنع	0.7 ميلي ثانية	α	11.45,11.32	^{273}Ds

ع · ن · ت

تاريخ الكوبرنيسيوم [عدل]

تم اكتشافه في Gesellschaft für Schwerionenforschung GSI بدارمشتاد, ألمانيا في 9 فبراير عام 1996. وتم الحصول على العنصر بانصهار ذرة من الزنك بذرة من الرصاص في معجل أيوني ثقيل.

والاسم *أنون بيوم* هو اسم مؤقت بطريقة IUPAC لتسمية العناصر قياسيا إلى أن اعتمد اسم كوبرنيسيوم بشكل نهائي.

مراجع [عدل]

1. ^ Ninov, V.; et al. (1999). "Observation of Superheavy Nuclei Produced in the Reaction of قالب:SimpleNuclide with SimpleNuclide". *Physical Review*:قالب *Letters*. **83** (6): 1104–1107. Bibcode:1999PhRvL..83.1104N. doi:10.1103/PhysRevLett.83.1104.
2. ^ New Result on the Production of 277Cn by the 208Pb + 70Zn Reaction | Journal of the Physical Society of Japan نسخة محفوظة 14 فبراير 2020 على موقع واي باك مشين.
3. ^ Gäggeler, H. W. (2007). "Gas Phase Chemistry of Superheavy Elements" (PDF). معهد بول شيرير. صفحات 26–28. مؤرشف من الأصل (PDF) في 20 فبراير 2012.

وصلات خارجية [عدل]

- عناصر شبكة المعلومات - أنون بيوم
- موقع- Apsidium - أنون بيوم

في كومنز صور وملفات عن: كوبرنيسيوم

ع · ن · ت **الجدول الدوري**
ع · ن · ت **عناصر كيميائية على أسماء علماء**
ضبط استنادي GND: 7550255-0
معرفات كيميائية *CAS Number*: 54084-26-3 · *ChEBI ID*: 33517
بوابة الكيمياء بوابة ميكانيكا الكم بوابة العناصر الكيميائية بوابة الفيزياء

هذه بذرة مقالة عن الفيزياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: كوبرنيسيوم | عناصر كيميائية | فلزات انتقالية | فلزات بعد انتقالية | فيزياء نووية | نيكولاس كوبرنيكوس

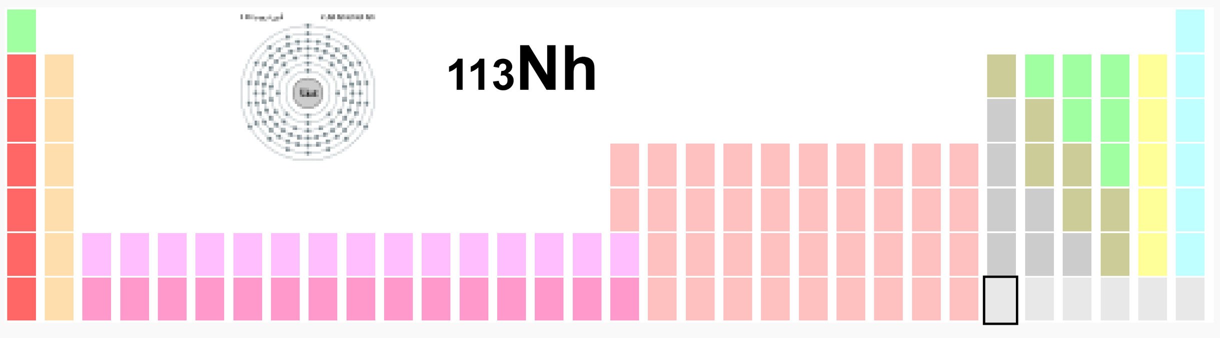
ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية الأحداث الجارية أحدث التغييرات أحدث التغييرات الأساسية
تصفح: المواضيع أبجدي بوابات مقالة عشوائية تصفح بدون إنترنت
مشاركة: تواصل مع ويكيبيديا مساعدة الميدان تبرع
أدوات: ماذا يصل هنا تغييرات ذات علاقة رفع ملف الصفحات الخاصة وصلة دائمة معلومات الصفحة استشهد بهذه الصفحة عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير: إنشاء كتاب تحميل PDF نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى: ويكيميديا كومنز
لغات: English Español Français हिन्दी Bahasa Indonesia Bahasa Melayu Português Русский 中文
بقية الوصلات: 112
عدل الوصلات

نيهونيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

نيهونيوم هو أحد العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز الكيميائي **Nh** ورقم ذري 113. كان اسمه منذ اكتشافه حتى 28 نوفمبر 2016 **أنون تريوم** (تحت-الثاليوم"(Eka-Thalium") ورمزه المؤقت **Uut**، إلى أن أطلق الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية عليه اسم نيهونيوم، والكلمة مصدرها *نيهون* وهو اسم اليابان كما ينطق باللغة اليابانية.[1][2]

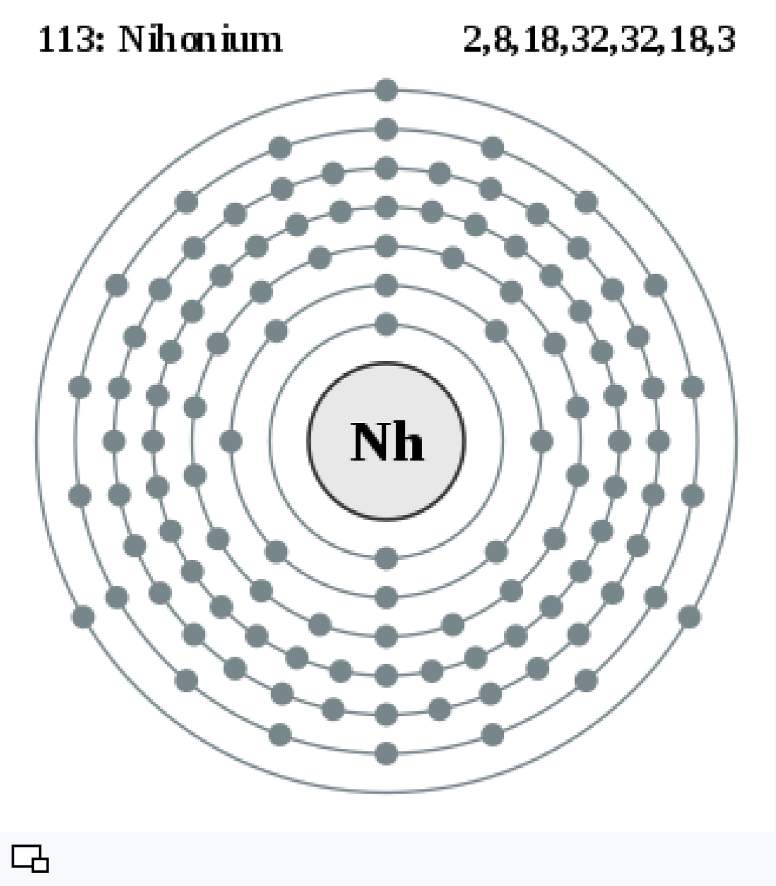
فليروفيوم ← **نيهونيوم** ← كوبرنيسيوم



المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	نيهونيوم، 113، Nh
ملاحظات عن التصنيف	افتراضيا فلز ضعيف
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	13، 7، p
الكتلة الذرية	[286] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$ $7p^1$ (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 3 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54084-70-7
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر النيهونيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{286}Uut	مصطنع	19.6 ثانية	α	9.63	^{282}Rg
^{285}Uut	مصطنع	~4.6 ثانية	α	9.74,9.48	^{281}Rg
^{284}Uut	مصطنع	0.49 ثانية	α	10.00	^{280}Rg
^{283}Uut	مصطنع	0.10 ثانية	α	10.12	^{279}Rg
^{282}Uut	مصطنع	73 ميلي ثانية	α	10.63	^{278}Rg
^{278}Uut	مصطنع	0.34 ميلي ثانية	α	11.68	^{274}Rg

ع · ن · ت



محتويات [أخف]

تاريخ النيهونيوم [عدل]

تم اكتشاف كل من النيهونيوم والأنون بينتيوم في 1 فبراير عام 2004، عن طريق عالم روسي في دوبنا "معهد جوينت للأبحاث النووية"، وعلماء أمريكان في "معمل لورانس ليفرمور القومي". ولا زال اكتشافهم ينتظر الموافقة عليه [1]. وفي 28 سبتمبر عام 2004، قام فريق علماء ياباني بإعلان أنهم استطاعوا تصنيع العنصر. [2] (Morita et al), *تجارب لتصنيع العنصر 113 في تفاعل* $^{209}Bi(^{70}Zn, n)^{278}113$, J. Phys. Soc. Jpn., Vol. 73, No.10. Also press release in Japanese)

التسمية [عدل]

الاسم *أنون تريوم* هو اسم مؤقت وبحسب طريقة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) لتسمية العناصر قياسيا. سُمي في يوم 9 يونيو 2016 بـ "نيهونيوم" نسبةً إلى البلاد المكتشفة له، وهي اليابان دولة مكتشف العنصر، وتم الاعتماد رسمياً في 28 نوفمبر 2016 من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية.[3]

المراجع [عدل]

1. ^ Staff (30 November 2016). "IUPAC Announces the Names of the Elements 113, 115, 117, and 118". *الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية*. مؤرشف من الأصل في 29 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
2. ^ St. Fleur, Nicholas (1 December 2016). "Four New Names Officially Added to the Periodic Table of Elements". *نيويورك تايمز*. مؤرشف من الأصل في 14 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
3. ^ الاتحاد العالمي للكيمياء البحتة والتطبيقية. نسخة محفوظة 25 ديسمبر 2017 على موقع واي باك مشين.

وصلات خارجية [عدل]

- عناصر شبكة المعلومات - نيهونيوم
- موقع- Apsidium - نيهونيوم

في كومنز صور وملفات عن: نيهونيوم

ع · ن · ت **الجدول الدوري** <

ضبط استنادي	LCCN: sh2012003544
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 54084-70-7

بوابة الكيمياء **بوابة الفيزياء** **بوابة العناصر الكيميائية**

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: نيهونيوم | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية

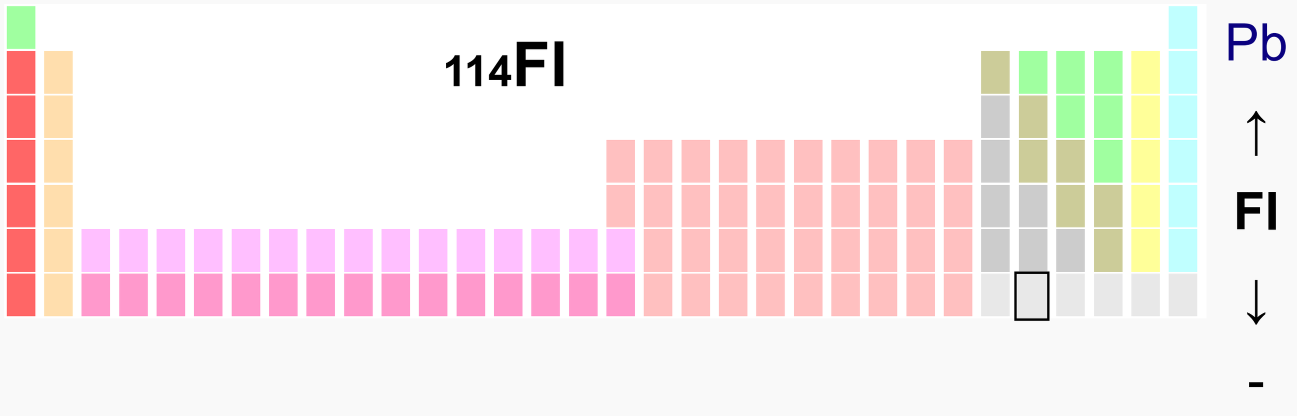
فليروفيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الفليروفيوم (عُرف بالأنون كواديوم سابقا) هو عنصر مشع في الجدول الدوري, وله الرمز **Fl** (الرمز Uuq سابقا), وعدد ذري 114.[1][2][3] ولا يوجد الفليروفيوم بصورة طبيعية. ويفترض أن يكون عمر نصف 30 ثانية.

محتويات [أخف]

موسكوفيوم ← **فليروفيوم** → نيهونيوم



المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	فليروفيوم، 114، Fl
ملاحظات عن التصنيف	غير معروف، افتراضيا فلز ضعيف
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	14، 7، p
الكتلة الذرية	[289] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^2\ 7p^2$ (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 4 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54085-16-4
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الفليروفيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{289}Uuq	مصطنع	2.6 ثانية	α	9.82,9.48	^{285}Cn
^{289b}Uuq ?	مصطنع	1.1 دقيقة	α	9.67	^{285b}Cn ?
^{288}Uuq	مصطنع	0.8 ثانية	α	9.94	^{284}Cn
^{287}Uuq	مصطنع	0.48 ثانية	α	10.02	^{283}Cn
^{287b}Uuq ??	مصطنع	5.5 ثانية	α	10.29	^{283b}Cn ??
^{286}Uuq	مصطنع	0.13 ثانية	α 40%	10.19	^{282}Cn
			60% ا.ت		
^{285}Uuq	مصطنع	125 ميلي ثانية	α		^{281}Cn

ع · ن · ت

في كومنز صور وملفات عن: فليروفيوم

تاريخ الفليروفيوم [عدل]

في يناير عام 1999, تم الإبلاغ بطريقة غير رسمية عن اكتشاف الأنون كواديوم، عن طريق علماء روس في دوبنا "معهد جوينت للأبحاث النووية". وعلى ما يبدو أنهم استعانوا بنظائر مصنعة في "معمل لورانس ليفرمور القومي", في أمريكا. وبعد ثلاثة أشهر اعلن فريق البحث عن إنتاج نظير آخر للأنون كواديوم، ومنذ ذلك الوقت لم يعلن أي من مراكز الأبحاث عن تحدى اكتشافهم.

وكان يعرف باسم مؤقت (الأنون كواديوم) أي أسفل-الرصاص قبل تسميته بالفليروفيوم رسميا في 31 مايو 2012 بطريقة IUPAC لتسمية العناصر قياسيا.

انظر أيضا [عدل]

- جزيرة الثبات

مراجع [عدل]

1. ^ Heinz, Sophie (1 April 2015). "Probing the Stability of Superheavy Nuclei with Radioactive Ion Beams" (PDF). *cyclotron.tamu.edu*. Texas A & M University. مؤرشف من الأصل (PDF) في 15 يناير 2019. اطلع عليه بتاريخ 30 أبريل 2017.
2. ^ Gäggeler, H. W. (5–7 نوفمبر 2007). "Gas Phase Chemistry of Superheavy Elements" (PDF). معهد بول شيرير. مؤرشف من الأصل (PDF) في 20 فبراير 2012. اطلع عليه بتاريخ 10 أغسطس 2013.
3. ^ Eichler, R.; et al. (2010). "Indication for a volatile element 114". *Radiochimica Acta*. **98** (3): 133–139. doi:10.1524/ract.2010.1705.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - أنون كواديوم
- موقع Apsidium - أنون كواديوم

هذه بذرة مقالة عن الطاقة النووية أو المفاعلات النووية بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

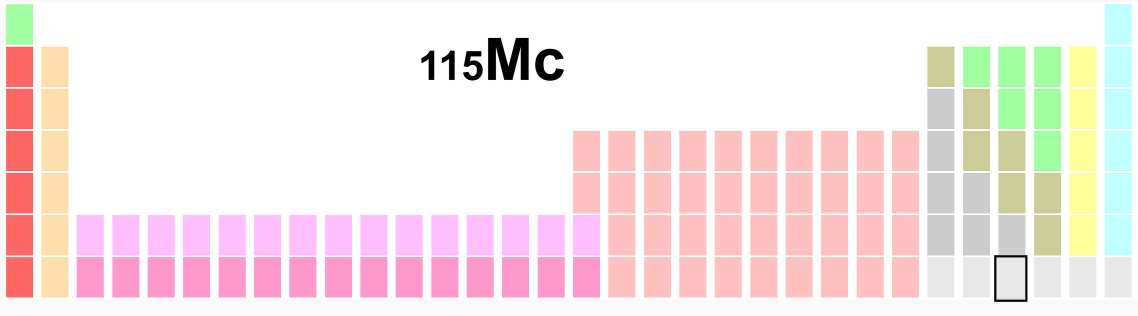
موسكوفيوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

الموسكوفيوم هو عنصر اصطناعي فائق الثقل في الجدول الدوري رمزه **Mc** وله العدد الذري 115.[1][2][3]

كان سابقاً يسمى أنون بينتيوم وكان له الرمز المؤقت Uup، كما أنه يعرف أيضا بمسمى تحت البزموث. تم اعتماد اسم موسكوفيوم من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في 28 نوفمبر 2016.[4][5]

ليفرموريوم ← **موسكوفيوم** ← فليروفيوم



المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	موسكوفيوم، 115، Mc
تصنيف	غير معروف
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	15، 7، p
الكتلة الذرية	[289] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]؛ $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$ $7p^3$ (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 5 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54085-64-2
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الموسكوفيوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{290}Uup	مصطنع	16 ميلي ثانية	α	9.95	^{286}Uut
^{289}Uup	مصطنع	220 ميلي ثانية	α	10.31	^{285}Uut
^{288}Uup	مصطنع	87.5 ميلي ثانية	α	10.46	^{284}Uut
^{287}Uup	مصطنع	32 ميلي ثانية	α	10.59	^{283}Uut

ع · ن · ت

تاريخ الموسكوفيوم [عدل]

تم اكتشاف الموسكوفيوم في 1 فبراير عام 2004 م، عن طريق علم روسي في دوبنا معهد جوينت للأبحاث النووية، وعلماء أمريكان في معمل لورانس ليفرمور القومي. ولا زال اكتشافهم ينتظر الموافقة عليه [1]

أفاد فريق البحث أنهم قاموا بقذف (العنصر 92) أمريسيوم بالعنصر (رقم 20) كالسيوم لإنتاج أربعة ذرات من العنصر 115 موسكوفيوم. هذه الذرات التي أعلنوا عنها، تضمحل إلى العنصر 113 نيهونيوم في أجزاء من الثانية. ثم يبقى الأنون تريوم لمدة 1.2 ثانية قبل إضمحلاله لعناصر طبيعية.

والاسم موسكوفيوم هو اسم مؤقت وبحسب طريقة الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية IUPAC لتسمية العناصر قياسيا.

موسكوفيوم في الثقافة العامة [عدل]

موسكوفيوم تم وضعه نظريا داخل جزيرة الثبات. ويمكن أن يكون هذا سبب لذكر العنصر في الثقافة العامة قبل تصنيعه فعليا.

- في عالم نظرية تآمر مركبات طائرة غير معروفة خلال الثمانينات والتسعينات من القرن العشرين، أكد بوب لازار أن الأنون بينتيوم يتم استخدامه كوقود للمركبات طائرة غير معروفة, كخطوة لاستخدام أنون هيكسينيوم كقذيفة، وأن نواتج إضمحلال أنون هيكسينيوم تتضمن ضد المادة. وهذه العمليات تعتبر غير قابلة للتصديق بمفاهيم الفيزياء النووية.
- وبالرجوع لهذا النوع من نظريات التآمر للكائنات الطائرة الغير معروفة، فقد ظهرت سلسلة من الألعاب الإلكترونية تسمى إكس-كوم والتي تفيد أن هناك عنصر يسمى **إيليريوم-115** أو **إيليريوم** (الاسم خاطيء بهذا الشكل حيث أنه يرجع لكتلة الذرية بدلا من عدده الذري، والذي يعني أن الإيليريوم سيكون بدون نيوترونات، وهذا غير قابل للحدوث).
- هناك نظير خيالي ثابت للموسكوفيوم في لعبة المنطقة المنظمة.
- هناك نظير خيالي ثابت للموسكوفيوم في فيلم المركز.
- هناك نظير خيالي ثابت للعنصر 115 يعمل كمصدر لطاقة آلة الزمن في البرنامج التليفزيوني سبعة أيام.

المراجع [عدل]

1. ^ Koppenol, W. H. (2002). "Naming of new elements (IUPAC Recommendations 2002)" (PDF). *Pure and Applied Chemistry*. **74** (5): 787. doi:10.1351/pac200274050787. مؤرشف من الأصل (PDF) في 30 نوفمبر 2019.
2. ^ "Results of the experiment on chemical identification of Db as a decay product of element 115", Oganessian et al., JINR preprints, 2004. Retrieved on 3 March 2008 نسخة محفوظة 28 مايو 2008 على موقع واي باك مشين.
3. ^ "IUPAC - International Union of Pure and Applied Chemistry: Discovery and Assignment of Elements with Atomic Numbers 113, 115, 117 and 118". مؤرشف من الأصل في 07 فبراير 2016.
4. ^ "IUPAC Announces the Names of the Elements 113, 115, 117, and 118". Staff (30 November 2016). *الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية*. مؤرشف من الأصل في 08 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
5. ^ St. Fleur, Nicholas (1 December 2016). "Four New Names Officially Added to the Periodic Table of Elements". *نيويورك تايمز*. مؤرشف من الأصل في 14 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - موسكوفيوم.
- موقع Apsidium - موسكوفيوم

في كومنز صور وملفات عن: موسكوفيوم

ويكيبيديا
الموسوعة الحرة

الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية

تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت

مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع

أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات

طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة

في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز

لغات
English
Español
Français
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
中文
بقية الوصلات: 108
عدل الوصلات

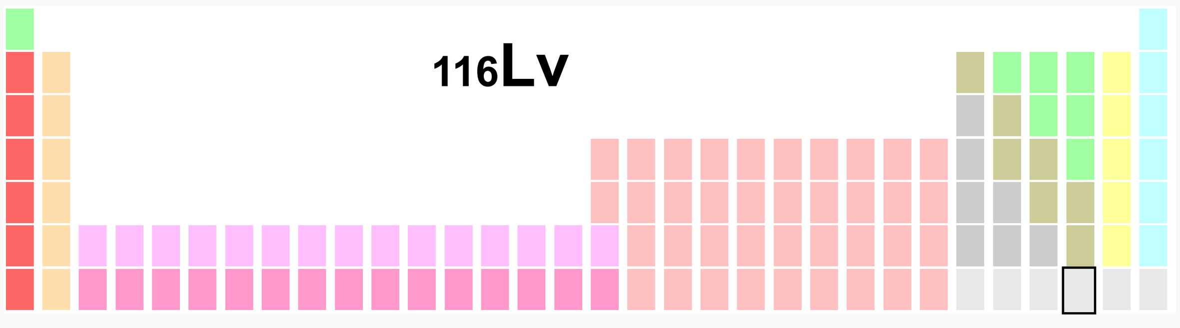
ليفرموريوم

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

ليفرموريوم (أنون هيكسيوم سابقا) هو عنصر اصطناعي فائق الثقل في الجدول الدوري وله الرمز **Lv**, وعدد ذري 116.[1][2][3] وتسمى بعض الأبحاث العنصر "تحت-بولونيوم".

محتويات [أخف]

تينيسين ← **ليفرموريوم** ← موسكوفيوم



Po
↑
Lv
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	ليفرموريوم، 116، Lv
تصنيف	غير معروف
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	16، 7، p
الكتلة الذرية	[293] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn]; $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$ $7p^4$ (افتراضي)
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2, 8, 18, 32, 32, 18, 6 (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54100-71-9
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الليفرموريوم	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{293}Lv	مصطنع	61 ميلي ثانية	α	10.54	^{289}Uuq
^{292}Lv	مصطنع	18 ميلي ثانية	α	10.66	^{288}Uuq
^{291}Lv	مصطنع	18 ميلي ثانية	α	10.74	^{287}Uuq
^{290}Lv	مصطنع	7.1 ميلي ثانية	α	10.84	^{286}Uuq

ع·ن·ت

تاريخ الليفرموريوم [عدل]

في عام 1999, أعلن الباحثون في معهد لورانس بيركيلي القومي اكتشاف العنصرين 116, 118 , في بحث "خطابات مراجعة الفيزياء". وفي العام التالي، تراجع الباحثون عن اكتشافهم نظرا لعدم مقدرتهم على الوصول لنفس النتائج مرة أخرى. وفي العام التالي، أعلنوا تراجعهم عن الإفادة السابقة بعد عدم استطاعة الأبحاث الوصول لنفس النتائج مرة أخرى. وفي يونيو عام 2002, اعلن مدير المعمل أن الإدعاء الأصلي باكتشاف العنصرين كان عن طريق فيكتور نينوف.

وفي يناير عام 2001 نشر معهد الانشقاق للأبحاث النووية في دبنا, نتائج [1] الذي يصف إضمحلال النظير ^{292}Uuh, والذي كان ناتج للتفاعل ^{48}Ca with ^{248}Cm. وكان له عمر نصف تقريبا 0.6 مللى ثانية (0.0006 ثانية) ويضمحل إلى ^{288}Fl.
وفي 11 مايو عام 2001, أفاد المعهد أنه قام بتصنيع ذرة ثانية، وأن خواصها أثبت منطقة ثبات محسنة (شاهد جزيرة الثبات), والتأكيد على هذه النتائج لايزال موضع بحث.

أنون هيكسيوم كان اسما مؤقتا واستبدل بالاسم ليفرموريوم في 31 مايو 2012 بمعرفة (IUPAC).

ليفرموريوم في الثقافة العامة [عدل]

- في عالم نظرية تآمر كائنات طائرة غير معروفة خلال عقدي الثمانينيات والتسعينيات من القرن العشرين، أكد بوب لازار أن موسكوفيوم (أنون بينتيوم سابقاً) يستعمل كوقود للكائنات الطائرة غير المعروفة، كخطوة لاستخدام الليفرموريوم كقذيفة، وأن نواتج إضمحلال الليفرموريوم تتضمن ضد المادة. وهذه العمليات تعتبر غير قابلة للتصديق بمفاهيم الفيزياء النووية.

المراجع [عدل]

1. ^ "معلومات عن ليفرموريوم على موقع ne.se". ne.se. مؤرشف من الأصل في 10 يناير 2020.
2. ^ "معلومات عن ليفرموريوم على موقع id.loc.gov". id.loc.gov. مؤرشف من الأصل في 14 ديسمبر 2019.
3. ^ "معلومات عن ليفرموريوم على موقع chem.nlm.nih.gov". chem.nlm.nih.gov. مؤرشف من الأصل في 13 أبريل 2020. اطلع عليه بتاريخ أغسطس 2020.

1. Y. T. Oganessian, et al., Observation of the decay of(292)116, Phys. Rev. C 63, 011301 (2001).

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - ليفرموريوم
- موقع Apsidium - ليفرموريوم

في كومنز صور وملفات عن: ليفرموريوم

ع·ن·ت **الجدول الدوري** <

ضبط استنادي	LCCN: sh2012003543
معرفات كيميائية	***CAS Number***: 54100-71-9

بوابة العناصر الكيميائية **بوابة الفيزياء** **بوابة الكيمياء**
بوابة الولايات المتحدة

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: ليفرموريوم | إرنست لورنس | عناصر كيميائية | فلزات بعد انتقالية | كالكوجينات

تينيسين

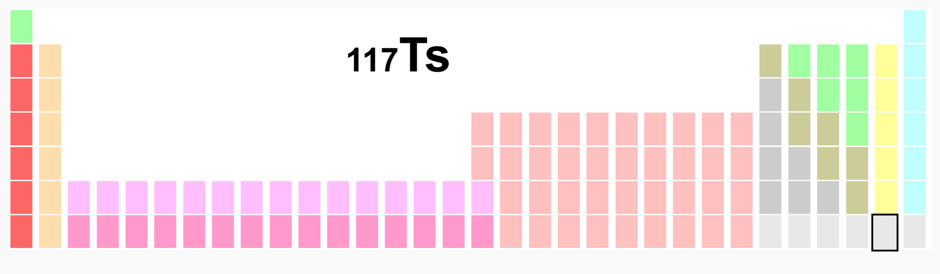
من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

تينيسين هو عنصر كيميائي في الجدول الدوري له الرمز **Ts** والعدد الذري 117.

كان في السابق يعرف باسم *أنون سيبتيوم* (تحت الأستاتين) وهو اسم مؤقت وكان له الرمز المؤقت **Uus**. إن كلاً من الرمز والاسم مؤقتان وذلك حسب الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية.[1] وعدد ذري 117.، تم الكشف عنه مع ست ذرت أخرى منه [2] [ملحوظة 1] وهو أيضاً أثقل عنصر بين الهالوجينات. وكُشِفَ عنه بعد تعاون مشترك بين روسيا والولايات المتحدة في دوبنا، موسكو أوبلاست بروسيا.[3]

تم اعتماد التسمية الجديدة من الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في 28 نوفمبر 2016.[4][5]

أوغانيسون ← **تينيسين** ← ليفرموريوم



At
↑
Ts
↓
-

المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	تينيسين، 117، Ts
ملاحظات عن التصنيف	غير معروف
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	17، 7، p
الكتلة الذرية	[294] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	غير معروف
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	2,8,18,32,32,18,7 (*افتراضي*) (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الخواص الذرية	
خواص أخرى	
رقم CAS	54101-14-3
النظائر الأكثر ثباتاً	

المقالة الرئيسية: نظائر التينيسين

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{294}Uus	مصطنع	78 (+370, -36) ميلي ثانية	α	10.81	^{290}Uup
^{293}Uus	مصطنع	14 (+11, -4) ميلي ثانية	α	11.11,11.00,10.91	^{289}Uup

ع·ن·ت

تاريخ التينيسين [عدل]

الاكتشاف [عدل]

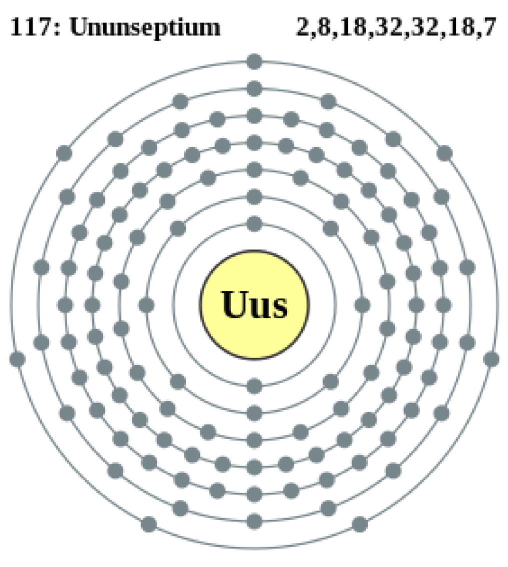
في 5 أبريل 2010،[6]، أو 7 أبريل [3] [ملحوظة 2] بمختبر فليروف لردود الفعل النووية أعلن العلماء داخلياً [7] أنهم كشفو عن نشاط إشعاعي لعنصر جديد عدده الذري 117، وقد نجحوا في توليف هذا العنصر وذلك بعد أن قامو بإطلاق ذرات الكالسيوم إلي أهداف من ذرات البركيليوم[8][9]، وتم الكشف عن نظائر العنصر المشعة أثناء الاندماجات التي حدثت بين الكالسيوم والبركيليوم.[10]

$$^{48}_{20}\mathrm{Ca} + ^{249}_{97}\mathrm{Bk} \rightarrow ^{297}_{117}\mathrm{Uus}^{*} \rightarrow ^{294}_{117}\mathrm{Uus} + 3\,^{1}_{0}\mathrm{n}$$
$$^{48}_{20}\mathrm{Ca} + ^{249}_{97}\mathrm{Bk} \rightarrow ^{297}_{117}\mathrm{Uus}^{*} \rightarrow ^{293}_{117}\mathrm{Uus} + 4\,^{1}_{0}\mathrm{n}$$

ملحوظة: الموجود أعلاه ليس صيغة رياضية وإنما كتبت هكذا للتوضيح:المصدر

الخصائص الكيميائية [عدل]

التوزيع الإلكتروني [عدل]



التوزيع الإلكتروني للعنصر كالتالي [6] [ملحوظة 3]

$1s^2$
$2s^2\ 2p^6$
$3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$
$4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$
$5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 5f^{14}$
$6s^2\ 6p^6\ 6d^{10}$
$7s^2\ 7p^5$

مركبات التينيسين [عدل]

لا يوجد حتي الآن مركبات للتينيسين بما فيها مركبات (الفلوريد، والكلوريد، والبروميد، واليوديد، والهيدريد، والأكاسيد، والكبريتيد، والسيلينيد، والتيلورايد، والنيتريد، والكربونيل.[11][12][13][14][15][16] [ملحوظة 4]

سالبية كهربية [عدل]

تعرف السالبية الكهربية بأنها مقياس لمقدرة الذرة أو الجزيء على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية، ولم يتم حتي الآن تحدد سالبية تينيسين الكهربية [17] ولاتوجد بيانات تشير إلى سالبية على جميع مقاييس السالبية.[18]

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - تينيسين
- موقع Apsidium - تينيسين

الهوامش [عدل]

ملحوظات [عدل]

1. ^ لايعني ست ذرات من عناصر جديدة بل ست ذرات من نفس العنصر (تينيسين)،(المصدر) نسخة محفوظة 13 ديسمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
2. ^ المعلومات متضاربة حول تاريخ الاكتشاف.
3. ^ التوزيع غير مؤكد.
4. ^ هذه المصادر هي المصادر التي استدل بها موقع الإنترنت الموجود به مقال المركبات (الموقع)[وصلة مكسورة] نسخة محفوظة 14 فبراير 2020 على موقع واي باك مشين.

المراجع [عدل]

1. ^ Smith, S.E. "ماهو التينيسين" (باللغة الإنجليزية). wisegeek. مؤرشف من الأصل في 25 سبتمبر 2010.
2. ^ Cabage, Bill. "فريق دولي يكتشف العنصر 117" (باللغة الإنجليزية). Oak Ridge national Laboratory. مؤرشف من الأصل في 21 يونيو 2013.
3. ↑ أ ب Guinnessy, Paul. "اكتشاف العنصر مائة وسبعة عشر" (باللغة الإنجليزية). المعهد الأمريكي للفيزياء. مؤرشف من الأصل في 18 يناير 2012.
4. ^ Staff (30 November 2016). "IUPAC Announces the Names of the Elements 113, 115, 117, and 118". *الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية*. مؤرشف من الأصل في 08 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
5. ^ St. Fleur, Nicholas (1 December 2016). "Four New Names Officially Added to the Periodic Table of Elements". *نيويورك تايمز*. مؤرشف من الأصل في 23 أغسطس 2017. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
6. ↑ أ ب The Element Ununseptium نسخة محفوظة 02 فبراير 2018 على موقع واي باك مشين.
7. ^ Recommendations: 31st meeting, PAC for Nuclear Physics نسخة محفوظة 16 نوفمبر 2015 على موقع واي باك مشين.[وصلة مكسورة]
8. ^ Element 'ununseptium' to fill periodic table gap نسخة محفوظة 13 ديسمبر 2017 على موقع واي باك مشين.
9. ^ Element 117 Ununseptium نسخة محفوظة 29 يوليو 2016 على موقع واي باك مشين.
10. ^ Synthesis of a New Element with Atomic Number Z=117 نسخة محفوظة 19 أبريل 2012 على موقع واي باك مشين.
11. ^ A.J. Bard, R. Parsons, and J. Jordan, Standard Potentials in Aqueous Solutions, IUPAC (Marcel Dekker), New York, USA, 1985.
12. ^ N.N. Greenwood and A. Earnshaw, Chemistry of the Elements, 2nd edition, Butterworth-Heinemann, Oxford, UK, 1997.
13. ^ F.A. Cotton and G. Wilkinson, Advanced Inorganic Chemistry, 5th edition, John Wiley & Sons, New York, USA, 1988. B. Douglas, D.H. McDaniel, and J.J. Alexander, Concepts and models of Inorganic Chemistry, 2nd edition, John Wiley & Sons, New York, USA, 1983.
14. ^ D.F. Shriver, P.W. Atkins, and C.H. Langford, Inorganic Chemstry, 3rd edition, Oxford University Press, Oxford, UK, 1999.
15. ^ J.E. Huheey, E.A. Keiter, and R.L. Keiter in Inorganic Chemistry : Principles of Structure and Reactivity, 4th edition, HarperCollins, New York, USA, 1993.
16. ^ G.T. Seaborg and W.D. Loveland in The elements beyond uranium, John Wiley & Sons, New York, USA, 1990.
17. ^ "العناصر الكيمائية مدرجة بالكهرسالبية" (باللغة الإنجليزية). lenntech. مؤرشف من الأصل في 22 سبتمبر 2017.
18. ^ "الكهرسالبية" (باللغة الإنجليزية). مؤرشف من الأصل في 12 مايو 2014.

في كومنز صور وملفات عن: تينيسين

ع·ن·ت الجدول الدوري

ضبط استنادي	LCCN: sh2012003556
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 54101-14-3

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة عقد 2010 | بوابة الفيزياء | بوابة الكيمياء

تصنيفات: تينيسين | أشباه فلزات | العلوم والتكنولوجيا في تينيسي | عناصر كيميائية | هالوجينات

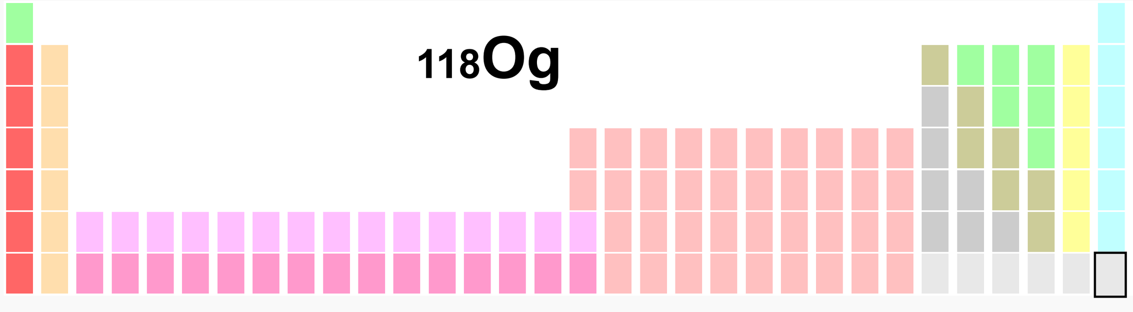
ويكيبيديا الموسوعة الحرة
الصفحة الرئيسية
الأحداث الجارية
أحدث التغييرات
أحدث التغييرات الأساسية
تصفح
المواضيع
أبجدي
بوابات
مقالة عشوائية
تصفح بدون إنترنت
مشاركة
تواصل مع ويكيبيديا
مساعدة
الميدان
تبرع
أدوات
ماذا يصل هنا
تغييرات ذات علاقة
رفع ملف
الصفحات الخاصة
وصلة دائمة
معلومات الصفحة
استشهد بهذه الصفحة
عنصر ويكي بيانات
طباعة/تصدير
إنشاء كتاب
تحميل PDF
نسخة للطباعة
في مشاريع أخرى
ويكيميديا كومنز
لغات
English
Español
हिन्दी
Bahasa Indonesia
Bahasa Melayu
Português
Русский
اردو
中文
بقية الوصلات: 101
عدل الوصلات

أوغانيسون

من ويكيبيديا، الموسوعة الحرة

أوغانيسون هو عنصر في الجدول الدوري رمزه الكيميائي **Og** وله العدد الذري 118. وهو يتشارك في الصفات مع عناصر المجموعة التي ينتمي إليها، الغازات النبيلة، ويكون تشابهه أكثر للرادون، وهو العنصر الغازي الثاني الذي له نشاط إشعاعي وأول غاز شبه موصل قياسي. و بتجاهل تأثير نشاطه الإشعاعي، وهو أنشط كيميائيا عن الزينون وبالتالي سيكون أكسيدات OgO_3, وفلوريدات.

كان يعرف في السابق باسم *أنون أوكتيوم* وكان له رمز مؤقت Uuo 118، وقد تسميه بعض الأبحاث أسفل الرادون. تم اعتماد التسمية الجديدة من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في 28 نوفمبر 2016.[8][9]

أنونينيوم → **أوغانيسون** ← تينيسين	
 118Og — Rn ↑ Og ↓ -	
المظهر	
غير معروف	
الخواص العامة	
الاسم، العدد، الرمز	أوغانيسون، 118، Og
المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي	18، 7، p
الكتلة الذرية	[294] غ·مول$^{-1}$
توزيع إلكتروني	[Rn] $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$ $7p^6$ (افتراضي)[1]
توزيع الإلكترونات لكل غلاف تكافؤ	(افتراضي) 2, 8, 18, 32, 32, 18, 8[1] (صورة)
الخواص الفيزيائية	
الكثافة (عند درجة حرارة الغرفة)	(افتراضي) 13.65[2] غ·سم$^{-3}$
نقطة الغليان	(استنتاج استقرائي) 350±30[1] ك، 80±30 °س، 170±50 °ف
النقطة الحرجة	(استنتاج استقرائي) 439[3] ك، 6.8[3] ميغاباسكال
حرارة الانصهار	(استنتاج استقرائي) 23.5[3] كيلوجول·مول$^{-1}$
حرارة التبخر	(استنتاج استقرائي) 19.4[3] كيلوجول·مول$^{-1}$
الخواص الذرية	
أرقام الأكسدة	0, +2[4], +4[4] (إفتراضياً)
طاقات التأين	الأول: (استنتاج استقرائي) 975±155[1] كيلوجول·مول$^{-1}$
	الثاني: (استنتاج استقرائي) 1450[5] كيلوجول·مول$^{-1}$
نصف قطر ذري	(افتراضي) 152[2] بيكومتر
نصف قطر تساهمي	(استنتاج استقرائي) 230[5] بيكومتر
خواص أخرى	
رقم CAS	54144-19-3[6]
النظائر الأكثر ثباتاً	
المقالة الرئيسية: نظائر الأوغانيسون	

النظائر	الوفرة الطبيعية	عمر النصف	نمط الاضمحلال	طاقة الاضمحلال MeV	ناتج الاضمحلال
^{294}Uuo المصدر[7]	مصطنع	~0.89 ميلي ثانية	α	11.65 ± 0.06	^{290}ليفرموريوم

ع·ن·ت

تاريخ الأوغانيسون [عدل]

في عام 1999 أفادت الأبحاث في مختبر لورنس بيركلي الوطني عن اكتشاف كل من العناصر 116، 118 في بحث تم نشره في "خطابات مراجعة الفيزياء".

و في العام التالي، أعلنوا تراجعهم عن الإفادة السابقة بعد عدم استطاعة الأبحاث الوصول لنفس النتائج مرة أخرى. وفي يونيو عام 2002، أعلن مدير المعمل أن الإدعاء الأصلي باكتشاف العنصرين كان عن طريق فيكتور نينوف.

أوغانيسون هو اسم بمعرفة (IUPAC).

المراجع [عدل]

1. ↑ أ ب ت ث Nash, Clinton S. (2005). "Atomic and Molecular Properties of Elements 112, 114, and 118". *Journal of Physical Chemistry A*. **109** (15): 3493–3500. doi:10.1021/jp050736o.
2. ↑ أ ب Apsidium. "Moskowium". اطلع عليه بتاريخ 18 يناير 2008.
3. ↑ أ ب ت ث Eichler, R.; Eichler, B., *Thermochemical Properties of the Elements Rn, 112, 114, and 118* (PDF), Paul Scherrer Institut, اطلع عليه بتاريخ 23 أكتوبر 2010
4. ↑ أ ب Kaldor, Uzi; Wilson, Stephen (2003). *Theoretical Chemistry and Physics of Heavy and Superheavy Elements*. Springer. صفحة 105. ISBN 140201371X. اطلع عليه بتاريخ 18 يناير 2008.
5. ↑ أ ب Seaborg, Glenn Theodore (1994). *Modern Alchemy*. World Scientific. صفحة 172. ISBN 9810214405. اطلع عليه بتاريخ 18 يناير 2008.
6. ^ WebElements Periodic Table. "Ununoctium". اطلع عليه بتاريخ 09 ديسمبر 2007.
7. ^ Oganessian, Yu. Ts. (2006-10-09). "Synthesis of the isotopes of elements 118 and 116 in the ^{249}Cf and ^{245}Cm+^{48}Ca fusion reactions". *Physical Review C*. **74** (4): 044602. doi:10.1103/PhysRevC.74.044602. اطلع عليه بتاريخ 18 يناير 2008.
8. ^ Staff (30 November 2016). "IUPAC Announces the Names of the Elements 113, 115, 117, and 118". *الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية*. مؤرشف من الأصل في 08 يوليو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.
9. ^ St. Fleur, Nicholas (1 December 2016). "Four New Names Officially Added to the Periodic Table of Elements". *نيويورك تايمز*. مؤرشف من الأصل في 14 يونيو 2018. اطلع عليه بتاريخ 01 ديسمبر 2016.

وصلات خارجية [عدل]

- العناصر على شبكة المعلومات - أوغانيسون
- موقع Apsidium - أوغانيسون

في كومنز صور وملفات عن: أوغانيسون

ع·ن·ت	الجدول الدوري	<
ضبط استنادي	LCCN: sh2012003545	
معرفات كيميائية	*CAS Number*: 54144-19-3	

بوابة العناصر الكيميائية | بوابة روسيا | بوابة سان فرانسيسكو
بوابة الكيمياء | بوابة الولايات المتحدة | بوابة الفيزياء | بوابة كاليفورنيا

هذه بذرة مقالة عن الكيمياء بحاجة للتوسيع. شارك في تحريرها.

تصنيفات: أوغانيسون | اختراعات 2002 | عناصر كيميائية | غازات نبيلة